பொது வேதியியல்

ஆசிரியர்

என். கிளிங்கா

ருஷிய மொழியிலிருந்து ஆங்கிலத்தில் மொழிபெயர்த்தவர்

டேவிட் சோபோலேவ்

தமிழாக்கம்

பெ. தி. முனியப்பா,

பொ. இராசமாணிக்கம்



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

த. பா. நி. (க. வெ.) வரிசை எண் 660

பொது வேதியியல்

ஆசிரியர்

என். கிலிங்கா

ருஷிய மொழியிலிருந்து ஆங்கிலத்தில் மொழிபெயர்த்தவர்

டேவிட் சோபோலேவ்

தமிழாக்கம்

பெ. தி. முனியப்பா, பி.எஸ்ஸி., எம்.ஏ., எம்.எஸ். (இல்லினாய்ஸ்),

முதல்வர், அரசினர் கலைக்கல்லூரி, சேலம்.

பொ. இராசமாணிக்கம், எம்.எஸ்ஸி.,

வேதியியல் துறை துணைப் பேராசிரியர்,

டாக்டர் கலைஞர் கருணாநிதி அரசினர் கலைக்கல்லூரி, சேலம்.



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

First Edition—November, 1975

T.N.T.B.S. (C.P.) No. 660

GENERAL CHEMISTRY

N. Glinka

Translated into English from Russian language by :

David Sobolev

Translated into Tamil by :

P. T. Muniappa AND

P. Rajamanickam

Price Rs. 23-90.

Published by the Tamilnadu Textbook Society under the Centrally Sponsored Scheme of Production of books and literature in regional languages at the University level of the Government of India in the Ministry of Education and Social Welfare (Department of Culture), New Delhi.

Printed by:

Kandeepam Printers,
3128-C, Anna Nagar,
Madras-600 040.



அணிந்துரை

திரு. இரா. நெடுஞ்செழியன்

(தமிழகக் கல்வி அமைச்சர்)

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கிப் பதினைந் தாண்டுகள் ஆகிவிட்டன. குறிப்பிட்ட சில கல்லூரிகளில் பட்டப் படிப்பு வகுப்புவரை மாணவர்கள் தங்கள் பாடங்கள் அனைத்தையும் தமிழிலேயே கற்றுவருகின்றனர். 1969ஆம் ஆண்டிலிருந்து அறிவியல் பாடங்களையும் தமிழிலேயே கற்பிக்க ஏற்பாடு செய்துள்ளோம். தமிழிலேயே கற்பிப்போம் என முன்வந்துள்ள கல்லூரி ஆசிரியர்களின் ஊக்கம், பிற பல துறைகளிலும் தொண்டு செய்வோர் இதற்கெனத் தந்த உழைப்பு, தங்கள் சிறப்புத் துறைகளில் நூல்கள் எழுதித் தர முன்வந்த நூலாசிரியர்கள் தொண்டுணர்ச்சி இவற்றின் காரணமாக இத் திட்டம் நம்மிடையே மகிழ்ச்சியும் மன நிறைவும் தரத்தக்க வகை யில் நடைபெற்று வருகிறது. இவ்வகையில், கல்லூரிப் பேராசிரி யர்கள் கலை, அறிவியல் பாடங்களை மாணவர்களுக்குத் தமிழி லேயே பயிற்றுவிப்பதற்குத் தேவையான பயிற்சியைப் பெறு வதற்கு மதுரைப் பல்கலைக் கழகமும் சென்னைப் பல்கலைக் கழகமும் ஆண்டுதோறும் எடுத்துவரும் பெருமுயற்சியைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்லவேண்டும்.

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், மெய்ப் பொருளியல், புவியியல், புவியமைப்பியல், மனையியல், கணிதம், இயற்பியல், வேதியியல், உயிரியல், வானியல், புள்ளியியல், விலங்கியல், தாவரவியல், பொறியியல், சட்டம் ஆகிய எல்லாத் துறைகளிலும் மூல நூல்கள், மொழிபெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இரு வகையிலும் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம் வெளியிட்டு வருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்றான 'பொது வேதியியல்' என்ற இந்நூல் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல்நிறுவனத்தின் 660ஆவது வெளியீடாகும். கல்லூரித் தமிழ்க்குழுவின் சார்பில் வெளியான 35 நூல்களையும் சேர்த்து இதுவரை 695 நூல்கள் வெளிவந்துள்ளன. இந் நூல் மைய அரசு, கல்வி, சமூக நல அமைச்சகத்தின் மாநில மொழி யில் பல்கலைக் கழக நூல்கள் வெளியிடும் திட்டத்தின்கீழ் வெளி யிடப்படுகிறது.

தமிழில் பயிலும் மாணவர்கள் உலக மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெறவேண்டும் என்பதே நம் குறிக்கோளாகும். கல்லூரிகளிலும் பல்கலைக் கழகங்களிலும், கலையியற் பாடங்களை யும், அறிவியற் பாடங்களையும், தொழில்நுட்ப அறிவுப் பாடங் களையும் பயிலுகின்ற மாணவர்கள், அவற்றைத் தமிழில் பயில வேண்டும் என்பதை வலியுறுத்தி வருவதற்குக் காரணம், தமிழறிவு வளர வேண்டும் என்பதைவிட, தமிழ் மக்களின் அறிவு ஆற்றல் எளிதாக, விரைவாக வளரவேண்டும் என்பதுதான். 'எதிலும் தமிழ், எங்கும் தமிழ்' என்ற குறிக்கோளை நிறைவேற்ற வேண்டிய கடப்பாடு, தமிழகத்து ஆசிரியப் பெருமக்களையும் மாணவர்களையும் சார்ந்ததாகும். தமிழ்நாட்டுப் பல்கலைக் கழகங்களின் பல்வகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப்புக்கும் நம் மனம் கலந்த நன்றி உரியதாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்

முகவுரை

கிளிங்காவின் பொது வேதியியலை ஆங்கிலத்தில் மொழி பெயர்த்து எழுதியதன் சோவியத் வெளியீட்டின் நான்காவது பதிப்பாகும் இது. இம் மொழிபெயர்ப்பு சோவியத் மொழியில் வந்த பதினைன்காவது பதிப்பைத் தழுவி மிகவும் கவனமாகத் திருத்தி அமைக்கப்பட்டதாகும். பாடப் பொருள்களைத் தொகுத்து வழங்கியுள்ள முறையில் சில மாற்றங்கள் செய்யப் பட்டுள்ளன. முதல் ஆங்கிலப் பதிப்பிற்குப் பின்னர் வழக் கொழிந்த பொருள்களையும் அண்மைக் காலத்தில் பள்ளிப் பாடத் திட்டத்தில் சேர்க்கப்பட்டவைகளையும் நீக்கி, இப் பதிப்பு வெளியிடப்பட்டுள்ளது. இனி வரும் சில ஆண்டுகளில் தொழில், வேளாண்மைத் துறைகளின் வளர்ச்சிக்கு மிக இன்றியமை யாதவை எனக் கருதப்படும் வேதியியல் பிரிவுகள் சிறிது விரிவு செய்யப்பட்டுள்ளன. அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதில் C^{12} அளவுகோல் அடிப்படைக்கு மாறியதைத் தழுவித் திருத்தங்களும் செய்யப்பட்டுள்ளன.

'பொது வேதியியல்' சோவியத் நாட்டிலும் மற்றும் பிற இடங்களிலும் பல ஆண்டுகளாகப் பலருடைய பாராட்டுக்குரிய தாக இருந்து வருகிறது. கல்லூரிகள், தொழிலியல் பள்ளிகள், முதுநிலைப் பள்ளிகள் ஆகிய கல்விக் கூடங்களில் பயிலும் மாணவர்களாலும் மற்றும் வேதியியலைத் தாங்களாகவே படிப்பவர்களாலும் இந்நூல் பயன்படுத்தப்பட்டு வருகிறது. பல தரப்பட்ட வாசகர்களுக்கும் பயன்படும் பொருட்டு, மிகையான வற்றைச் சேர்ப்பின் நூல் வேண்டப்படாத அளவுக்கு மிகப் பெரிதாக இருக்குமாதலால், வேதியியலின் ஒவ்வொரு பிரிவையும், வேதித் தொழிலியல் நுணுக்கங்களையும் புரிந்து கொள்வதற்குப் போதுமானவையே தரப்பட்டுள்ளன. இது, எந்த வேதியியல் பிரிவில் மாணவனுக்கு ஆர்வம் உள்ளதோ அந்தப் பிரிவை நன்கு கற்றுத் தெளிய வாய்ப்பளிக்கிறது.

பொருளடக்கம்

பக்கம்

பக்கம்

பக்கம்

பக்கம்

பக்கம்

பக்கம்

பக்கம்

பக்கம்

1. அறிமுகம்

1. பருப்பொருளும் அதன் இயக்கமும்

நம்மைச் சுற்றிலும் உள்ள உலகத்தின் பல்வேறு பொருள்களைப் பற்றியும் அவற்றில் நிகழும் மாற்றங்களைப் பற்றியும் கூறுகின்ற இயற்கை அறிவியல் பிரிவுகளில் வேதியியலும் ஒன்று.

உலகமும் இயற்கையும் மனிதனுடைய தெளி உணர் நிலைக்குத் (consciousness) தனித்து நின்றும் அவனது தன்னுணர்வுக்கிற்குப் (objective) புறத்தேயும் உள்ளன. உலகம் பருப் பொருளால் ஆனது; உலகில் உள்ளவை எல்லாம் இயக்கப் பண்புடைய பல்வேறு வகைப் பொருள்கள். நமது புலன் உறுப்புகளால் உணரப் படுவதே பருப்பொருள் (matter) எனப்படும்.[1]

இயக்கப் பண்பற்றதும் நிலையான தன்மை பெற்றதும் என்று பருப்பொருளையும் இயற்கையையும் கருதுதல் கூடாது. பருப்பொருள் தொடர்ந்த இயக்கத்தையும், மாற்றத்தையும், வளர்ச்சியையும் கொண்டுள்ள நிலையில் உள்ளதென்பதை மனிதனுடைய நீண்டகால சமுதாய-வரலாற்றுத்துறை அனுபவம் காட்டுகிறது.

பருப்பொருள் முழுவதிலும் இயக்கமானது விரவியுள்ளது. பருப்பொருள் இடையறாத மாறும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. பருப்பொருளின் மிக நுண்ணிய துகள்களிலும் இயக்கப் பண்பும் மாற்றமடையும் தன்மையும் காணப்படுகின்றன. பருப்பொருளின் இயக்கத்தைப் பற்றிக் கூறும்பொழுது, இதைக் குறுகிய எந்திரப் (mechanical) பொருளில் கொண்டு, புறவெளியில் (space) ஒரு துகள் செல்வதைப்பற்றி நாம் நினைத்தல் கூடாது. பொருளின் இயக்க வகைகள் பல உள. பொருள்களைச் சூடேற்றல், குளிர்வித்தல், ஒளி வீச்சு, மின்னோட்டம், வேதி மாற்றங்கள், உயிர்நிலை

[1] *V. I. Lenin, Collected Works*, Vol. 14, p. 146

வினைகள் ஆகியவையும் பருப்பொருள் இயக்கத்தின் பல உருவங்களேயாகும்.

பொருளின் பல்வேறு இயக்கங்கள் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்றாக மாறுகின்றன. சான்றாக, இயந்திரவியல் அசைவு (mechanical motion), வெப்பமாகவும் வெப்பம் வேதியியல் ஆற்றலாகவும்,வேதியியல் ஆற்றல் மின்னாற்றலாகவும் மாறுகின்றது. **இவ்விடைநிலை மாற்றங்கள் எல்லாம் இயக்கத்தின் பல்வேறு உருவங்களையே பண்பியல் முறையில் (qualitative) காட்டி இவற்றிற்கிடையே உள்ள ஒற்றுமையையும் பிணைப்பையும் அறிவிக்கின்றன.**

ஒரு வகை. இயக்கத்திலிருந்து மற்றொரு வகைக்கு மாறும் எல்லாவகை இடைநிலை மாற்றங்களும் இயற்கையின் அடிப்படை விதிகளில் ஒன்றுக்குக் கட்டுப்பட்டுள்ளன. அதாவது பருப்பொருள் மற்றும் அதன் இயக்கத்தின் நிரந்தரத்தன்மை, எல்லா வகைப் பருப் பொருள்களையும் மற்றும் அவற்றின் எல்லா வடிவ இயக்கத்தையும் இவ் விதி கட்டுப்படுத்துகிறது. எந்த ஒரு வகைப் பருப்பொருளையும் மற்றும் எந்த ஒருவகை இயக்கத்தையும் சூனியத்தில் (nothing) இருந்து பெறமுடியாது; அல்லது சூனியமாக மாற்றமுடியாது. ஒரு வகைப் பருப் பொருளை மற்றொன்றாக மாற்றுவது அல்லது ஒருவகை இயக்கத்தை மற்றொன்றாக மாற்றுவது ஆகியவை எல்லாம் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவறி விகிதங்களில்தான் நிகழ்கின்றன. பருப்பொருளையும் இயக்கத்தையும் அழிக்கவோ அல்லது உண்டாக்கவோ இயலாது; அவை நிரந்தரமாக நிலவியிருக்கும்; அவை நிரந்தரமாக மாற்றம் அடைந்து கொண்டும் இருக்கும். பல யுகங்களாக ஏற்பட்டுள்ள இயற்கை அறிவியலின் முழுவளர்ச்சி இதை உறுதிப்படுத்துகின்றது.

எப்பொழுதும் இயங்கிக் கொண்டும், எப்பொழுதும் மாற்றம் அடைந்து கொண்டும் உள்ள பருப்பொருளைப் பற்றியே இயற்கை அறிவியல் கூறுகிறது. கண்கூடாகக் காணப்படும் பருப்பொருள் வகையின் மாற்றங்களையும், அவற்றிடையே நிகழும் மாற்றங்களையும், பருப்பொருள் வளர்ச்சியையும் இயற்கை அறிவியல் எடுத்துக் கூறுகிறது; மேலும் இவ்வறிவியல் இயற்கையில் நிலவும் தோற்றப்பாடுகளையும் அவற்றிடையே உள்ள தொடர்புகளையும் எடுத்துக் காட்டுகிறது. இந்த விதிகளைப்பற்றிய படிப்பும் அறிவும் இயற்கையின் தோற்றப்பாடுகளை அடக்கி ஆளவும் தனது தேவைகளுக்கேற்ப அவற்றை மாற்றிக்கொள்ளவும் ஏதுவாகிறது.

பருப்பொருளின் பல்வேறு இயக்கங்களைப்பற்றி அறிவியலில் பல துறைகள் கூறுகின்றன. அவை இயற்பியல், வேதியியல்,

உயிரியல் முதலியன. இயற்கையின் வளர்ச்சியைப்பற்றிய பொது விதிகள் பருப்பொருளைப்பற்றிய தருக்க முறைகளில் (materialistic dialectics) விவாதிக்கப்படுகின்றன.

2. பொருள்களும் அவற்றின் மாற்றங்களும். வேதியியலின் சிறப்புத்தன்மையும் அது தெரிவிக்கும் விவரங்களும்

குறித்த நிபந்தனைகளில் மாருத இயற்பியல் பண்புகளைக் கொண்ட ஒவ்வொரு வகைப் பொருளையும் வேதியியலில் தனிப் பொருள் (substance) என்பர். சான்ருக, நீர், இரும்பு, கந்தகம், சுண்ணும்பு முதலியன.

ஒவ்வொரு தனிப்பொருளையும் அதன் பண்புகளால் மற்றவற்றினின்று வேறுபடுத்திக் காணலாம். சான்ருக, சல்ஃபரை அதன் வெளிர் மஞ்சள் நிறத்தாலும், படிக அமைப்பினுலும் அறியலாம்; மேலும் அது நொறுங்கும் தன்மை உடையது; நீரில் கரையாது; அதன் ஒப்பு அடர்த்தி 2·07; சல்ஃபரைச் சூடேற்றினுல் 112·8°C-ல் உருகுகிறது. இவைகள் எல்லாம் சல்ஃபரின் இயற்பியல் பண்புகள்.

அடர்த்தி, உருகுநிலை, கரைதிறன் முதலிய அளவறி இயற்பியல் பண்புகள் குறித்த நிபந்தனைகளில் மாருத மதிப்பைப் பெற்றிருக்கும். இவற்றை இயற்பியல் மாறிலிகள் (physical constants) என்பர்.

மிகக் குறைந்த அளவு மாசுகள் மேற்கூறிய மாறிலிகளின் மதிப்பை மாற்றும் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதால் ஒரு தனிப் பொருளின் பண்புகளை நிறுவ அதை எவ்வளவு தூய நிலையில் பெற முடியுமோ அவ்வளவு தூய நிலையில் பெற வேண்டும். தூய தனிப் பொருளுக்கு மாத்திரம் தான் குறிப்பிட்ட மாருத பண்புகள் இருக்கும்.

இயற்கையில் தூய தனிப்பொருள்கள் மிக அரிதாகவே காணப்படுகின்றன. பொதுவாக இயற்கையில் அகப்படும் தனிப் பொருள்கள் பல பொருள்களின் கலவையே. சான்ருக, இயற்கையில் கிடைக்கும் நீரில் சிறிது அளவு கனிம உப்புகள் அடங்கியுள்ளன. ஒரு கலவையில் ஒரு தனிப் பொருள் மிகுதியாக காணப்படின், அந்தக் கலவை முழுவதையுமே அதன் பெயர் கொண்டு அழைப்பர்; அதில் உள்ள மற்றைய கூறுகளை (constituents) மாசுகள் என்பர். மாசுகள் மிகச் சிறிய அளவில் இருந்து அவை அத் தனிப் பொருளின் பயனையோ சோதனைகளையோ பாதிக்காதிருந்தால் இத் தனிப் பொருள் தூய வேதியியல் நிலையில் உள்ளது என்பர்.

இயற்கையில், முழுதும் தூய நிலையில் தனிப் பொருள்கள் காணப்படுவதில்லை. தூய வேதியியல் நிலையில் உள்ள ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலம் அல்லது நைட்ரிக் அமிலம் என்றால் இக் கரைசல்களில் இக் குறித்த அமிலமும் நீரும் மாத்திரமே அடங்கியுள்ளன. இதற்கு மாறாகத் தொழில் துறையில் பயன்படும் அமிலங்கள் நீரைத் தவிர வேறு மாசுகளையும் கொண்டிருக்கும்.

தூய தனிப் பொருள் எப்பொழுதும் ஒருபடித்தானது (homogeneous). கலவைகள் ஒருபடித்தானதாகவாவது அல்லது பல படித்தானதாகவாவது (heterogeneous) இருக்கலாம்.

இரண்டு அல்லது இரண்டிற்கு மேற்பட்ட தனிப் பொருள்களின் கலவை அதனுடைய தனித் துகள்களைக் கண் அல்லது நுண்ணோக்கியால் காணும்பொழுது வேறாக இல்லாமல் இருந்தால் அதை ஒருபடித்தானது என்பர். இவ்வகையான கலவைகளுக்கு எடுத்துக்காட்டுகள்—வாயுக் கலவைகள், பல நீர்மங்கள், சில உலோகக் கலவைகள் முதலியன.

பலபடித்தான கலவைகளுக்குச் சான்றுகள்—பாறைகள், மண், கலங்கிய நீர், தூசு உள்ள காற்று முதலியன.

ஒரு கலவையின் பல்லினத் தன்மை எப்பொழுதும் எளிதாகக் காணப்படுவதில்லை. சில சமயங்களில் நுண்ணோக்கியின் உதவியால்தான் காண இயலும். சான்றாக, முதலில் பார்க்கும் பொழுது குருதி ஒருபடித்தாகத் தோன்றினாலும் அதை நுண்ணோக்கியின் அடியில் பார்த்தால் அது நிறமற்ற நீர்மத்துடன் வெள்ளை, சிவப்புக் குருதி அணுக்களைக் (corpuscles) கொண்டிருப்பதைக் காணலாம்.

அன்றாட வாழ்க்கையில் தனிப்பொருள்கள் பல்வகை மாற்றங்கள் அடைவதை நாம் காணலாம்; தரையில் சிந்திய நீர் உலர்ந்து கண்ணுக்குப் புலனாகா நீராவியாக மாறுகிறது: ஈரக் காற்றில் இரும்புச்சாமான்கள் துருப்பிடிக்கின்றன; மரக்கட்டை அடுப்பில் எரிந்து சாம்பல் குவியலைக் கொடுக்கிறது; மரங்களில் இருந்து விழுந்த இலைகள் படிப்படியாக மக்கி, கருநிற வண்டலாக (humus) மாறுகின்றன.

கைத்துப்பாக்கியில் இருந்து விடுபட்ட காரீயக் குண்டு கல்லின்மேல் பட்டால் அது சூடாகி, காரீயம் உருகி நீர்மமாகிறது. இங்கு, குண்டின் இயந்திர இயக்கமானது காரீயத் துகள்களின் வெப்ப இயக்கமாக மாறுகிறது. இங்குத் திண்மநிலையில் இருந்த

காரீயம் நீர்மமாகிறது. இது இயற்பியல் மாற்றமே. இங்குப் புதிய எப்பொருளும் உண்டாகவில்லை.

ஆனால், காரீயத்தை (lead) நெடுநேரம் சூடேற்றினால் வேறு பண்புகள் உள்ள காரீய ஆக்ஸைடு என்ற புதுப்பொருளாக அது மாறுகிறது. இவ்வாக்ஸைடு காரீய உலோகத்தினின்றும் பண்பறி முறையில் வேறுபடுகிறது. கீழ்க்காணும் எடுத்துக்காட்டுகளில் முதற் பொருள்களினின்றும் (original substances) புதிய தனிப் பொருள்கள் உண்டாகின்றன: இரும்பு துருப்பிடித்தல், மரம் எரிதல், இலைகள் மக்குதல்.

எடுத்துக்கொண்ட முதல் பொருளில் இருந்து அடிப்படை மாற்றங்கள் பின்தொடர நிகழும் தோற்றப்பாட்டை (phenomena) வேதியியல் தோற்றப்பாடு என்பர். இவ்வகை இயற்பாட்டைக் கூறும் அறிவியல் பிரிவை வேதியியல் என்பர். எனவே, பொருள் களின் மாற்றங்களைப் பற்றிக் கூறும் அறிவியல் துறையே வேதியியல். பொருள்களின் உள்ளமைப்பு, இயைபு மற்றும் அமைப்பு, அவற்றின் பண்புகளுக்கும் இயைபிற்கும் அமைப்பிற்கும் உள்ள தொடர்பு, ஒரு பொருளை மற்றொரு பொருளாக மாற்றுவதற்கு ஏதுவான சூழ்நிலைகள், வழிமுறைகள் ஆகியவற்றை வேதியியல் கற்பிக்கிறது.

வேதியியல் மாற்றங்கள் எப்பொழுதும் இயற்பியல் மாற்றங் களைப் பின்தொடர்ந்து வருகின்றன. ஆகையால் இயற்பியல் வேதியியலோடு நெருங்கிய தொடர்புடையது; மேலும், உயிரி களின் (organism) உள்ளே தொடர்ந்து நிகழும் பல வேதியியல் மாற்றங்கள் மிக இன்றியமையாதவை. உயிரிகளுக்கும் அதன் சூழலில் உள்ளவற்றிற்கும் இடையே தொடர்ந்து (பரிமாற்றம்) (வளர்சிதை மாற்றம்—Metabolism) நிகழுகிறது. ஆகையால், உயிரியலுக்கும் வேதியியலுக்கும் மிக நெருங்கிய தொடர்பு உள்ளது. வேதியியல் தோற்றப்பாடுகள் இயற்பியலுடனும், உயிரியல் தோற்றப்பாடுகள் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் தோற்றப்பாடுகளுடனும் தொடர்பு கொண்டிருந்தாலும், வேதியியல் இயற்பியல் ஆகாது; உயிரியல் இயற்பியலுக்கும் வேதியியலுக்கும் இணையாகாது. ஏனென்றால், பொருளின் ஒவ்வொரு வகை இயக்கமும் அதற்கெனத் தனித் தன்மையுடையது.

மற்ற அறிவியல் துறைகளைப் போன்றே வேதியியலிலும் எந்தத் தோற்றப்பாட்டையும் முதலில் கூர்ந்து நோக்கிப் பின்னர் அதை விவரிக்கின்றனர். காணும் தோற்றப்பாட்டை **விவரிப்பதுடன் மட்டும் அறிவியல் அமையாது.** அதனுடைய தலையாய பணி

தோற்றப்பாடுகளுக்கு விளக்கம் கூறுவதே. பின்னதைச் செய்யும் பொழுது அவற்றின் நுட்பமான பகுதிகளுக்கு ஆழ்ந்து சென்று அவற்றின் காரணங்கள் மற்றும் அவை நிகழ்வதற்கு ஏற்ற சூழல்கள் ஆகியவற்றை அறிந்து தோற்றப்பாடுகள் நிகழ்வதற்கு விளக்கம் காண்பர். இதற்காக, பல்வேறு தோற்றப்பாடுகளைச் செயற்கை முறையில் உண்டாக்கி அவைகளை அறிந்து கொள்ளத் தகுந்த நிபந்தனைகள் மற்றும் சாதகமான சூழ்நிலைகளைக் கடைப் பிடிக்கிறோம். இவ்வாறு, செயற்கை முறையில் உண்டாக்கப்படும் இயற்பாட்டைப் பரிசோதனை (experiment) என்பர். இயற் பாட்டைப் பற்றித் தெரிந்து கொள்ள உதவும் கருதுகோள்கள் (assumptions) அல்லது எண்ணங்களின் உண்மைகளைச் சோதிக்கப் பரிசோதனைகள் பெரும்பாலும் பயன்படுகின்றன. இயற்பாட்டை விளக்க உதவும் ஊகங்கள், முன்பு கண்ட வேறு இயற்பாடு களுக்கும் இதற்கும் உள்ள தொடர்பை நிறுவுதல், ஒரு பொது எண்ணத்தின் கீழ்ப் பல இயற்பாடுகளை இணைத்தல் ஆகிய வற்றைக் கருதுகோள்கள் (hypotheses) என்பர். ஊகங்களில் இருந்து தர்க்க ரீதியாகத் தொடரும் முடிவுகளைப் பரிசோதனைகள் உறுதிப்படுத்தினாலும் இயற்பாட்டைக் கருதுகோள் விளக்கியும் பொது முடிவுகளைக் கொடுத்தும் புதிய இயற்பாடுகளை முன் அறிவிக்கவும் கூடுமானால் தற்கோள் கொள்கையாக (theory) மாறுகிறது. இதற்கு மாறாக, கருதுகோள்கள் பரிசோதனையால் உறுதிப்படுத்தப்படாவிட்டால் அவ்வகைக் கருதுகோள்களைக் கைவிட வேண்டும்.

சோதனைகளிலிருந்து பெறப்பட்ட பொது உண்மையே கொள்கை. இது இயற்பாட்டைப் பற்றி அறியப் பெரிதும் உதவுகிறது. மேலும் கொள்கை புதிய சோதனைகளுக்கு வழி கோலுகிறது; பரிசோதனைகளை நிகழ்த்தப் புதிய குறிப்புகளைக் கொடுக்கிறது. இருட்டில் தடுமாறாமல் முன்னேற்பாட்டுடன் கூடிய திட்டத்தின்படி ஒரு குறித்த நிலையில் இருந்து உறுதி செய்யப் பட்ட விதிகளின் அடிப்படையில் பல சோதனைகளை நிகழ்த்த கொள்கை வழி வகுக்கிறது.

வேதியியல் துறையில் முன்னேற்றம் காண மிக முக்கியமான கொள்கை அடிப்படையில் கண்ட பொது உண்மைகள் பின் வருமாறு: அணு மற்றும் மூலக்கூறு கொள்கை, வேதியியல் அமைப்பு பற்றிய கொள்கை, ஆவர்த்தன விதி (Periodic Law) மற்றும் தனிமங்களின் வரிசை அட்டவணை.

சிறப்பாக, மனிதனின் தொழிற்சாலைத் தொடர்பான அலுவல் களில் வேதியியல் தற்காலத்தில் மிக முக்கிய பங்கு வகிக்கிறது.

வேதியியல் தொடர்பற்ற எவ்வகை தொழில்துறையும் இல்லை என்றே கூறலாம். மரம், கனிமம், உப்பு, நிலக்கரி, எண்ணெய் போன்ற கச்சாப் (raw-பண்படுத்தாப்) பொருள்களையே இயற்கை நமக்குக் கொடுக்கிறது. வேளாண்மைக்குப் பயனாகும் பல பொருள்கள், தொழில்துறையிலும் குடும்ப வாழ்க்கைக்கும் உபயோகப்படும் பல்வேறு பொருள்கள் (கனிம உரங்கள், உலோகங்கள், பிளாஸ்டிக் சாமான்கள், சாயங்கள், அமிலங்கள், மருந்துகள், சோப்பு, சமையல் மற்றும் துணிவெளுக்கும் சோடா) போன்றவைகளைக் கச்சாப் பொருள்களிலிருந்து வேதியியல் முறைப்படிதான் தயாரிக்க முடியும். இவ்வாறு நல்ல முறையில் செய்வதற்குப் பொருள்கள் மாற்றமடைவது சம்பந்தமான பொது விதிகளை நாம் அறிதல் வேண்டும். இதற்கு வேதியியல் இன்றியமையாதது.

பொருளாதார ரீதியில் இயற்கையில் கிடைக்கும் பொருளைச் சிக்கனமாகப் பயன்படுத்துவதற்கும் உடன்விளை பொருள்களையும் தொழிற்சாலைகளில் கிடைக்கும் கழிவுப் பொருள்களையும் பயன்படுத்துவதற்கும் வேதியியல் வழிகாட்டுகிறது; மேலும் பல்வேறு பொருள்களைத் திறமைமிக்க முறைகளில் செய்யப் புதியமுறைகளை வேதியியல் வகுத்துக் கொடுக்கிறது.

3. வேதியியலின் பிறப்பும் அதன் தொடக்கநிலை வளர்ச்சியும்

மற்ற அறிவியல் துறைகளைப் போலவே வேதியியலும் மனிதனின் அன்றாடத் தேவைக்கு வேண்டிய செயல்முறையில் இருந்து பிறந்தது.

பல இயற்பாடுகளின் காரணங்களை மனிதன் படிப்படியாகத் தன் வாழ்க்கைப் போராட்டத்தில் வெற்றிகாண முயலும்பொழுது கற்றான்; பொருள்கள் பல மாற்றங்கள் அடையும் பொழுது அவற்றைத் தன்னுடைய நலனுக்கு எவ்வாறு பயன்படுத்தலாம் என்றும் கண்டான். பல்லாயிரம் ஆண்டுகட்கு முன்பே பல பயனுள்ள பொருள்களைச் செய்யும் முறைகளை மனிதன் கற்றிருந்தான். கனிமங்களில் இருந்து உலோகங்களை உருக்கிப் பிரித்தல், பல்வேறு உலோகக் கலவைகளைத் தயாரித்துப் பயன்படுத்துதல், கண்ணாடி, கண்ணாடிச் சாமான்களைப் பெருமளவில் தயாரித்தல்—இவை போன்ற பல முறைகள் மனிதனுக்கு அக் காலத்திலேயே தெரிந்து இருந்தன.

பண்டைய உலோகவியல் தொழில் நுணுக்கத் துறையில் முன்னேற்றம் கொண்ட எகிப்து நாட்டில் வெகு காலத்திற்கு முன்பே வேதியியல் முறையின் அடிப்படையில் பல தொழில்கள்

செழித்தோங்கியிருந்தன. எகிப்தியர்கள் இரும்புக் கனிமங்களில் இருந்து அவ் வுலோகத்தை உருக்கிப் பிரித்தனர்; வண்ணம் தோய்த்த கண்ணுடிகளைச் செய்தனர்; அவர்களுக்குத் தோல் பதனிடவும், மருந்துகள், சாயங்கள், வாசனைப் பொருள்கள் முதலியவற்றைத் தாவரப் பொருள்களில் இருந்து தயாரிக்கவும் தெரிந்திருந்தது. எகிப்தியர் காலத்திற்கு முன்பே இந்தியாவிலும் சீனுவிலும் வேதிப் பொருளின் தயாரிப்பு வழக்கத்தில் இருந்து வந்தது.

பண்டைக் காலத்தில் வேதியியல் துறையில் தெரிந்த உண்மைகள் மிகக் குறைவே எனினும் அவர்கள் இயற்கையை நுணுகி நோக்கிப் பல செய்திகளை அறிந்திருந்தனர். பொருள்களின் அமைப்பு மற்றும் அவற்றில் உண்டாகும் மாற்றங்கள் ஆகியவற்றைப் பற்றி விவாதிக்க இவ்வறிவு அடிப்படையாக இருந்தது.

பண்டைய இந்து மதத் தத்துவ வாதிகளின் நூல்களில் இருந்து, அண்டத்தில் உள்ள பல பொருள்கள் குறைந்த எண்ணிக்கை உள்ள எளிய பொருள்களாலானவை என்று தெரிய வருகிறது.

பண்டைய கிரேக்க நாட்டில் இயற்கையைப் பற்றிய விரிவான தத்துவக் கருத்துகள் தோன்றின. இதன்படி எல்லாப் பொருள்களும் சீரான அடிப்படையில் உள்ளன; உலகில் காணப்படும் பல்வேறு பொருள்கள் ஒரு தத்துவத்தின் பல உருவங்களில் அடங்கியுள்ளன என்று கண்டனர்.

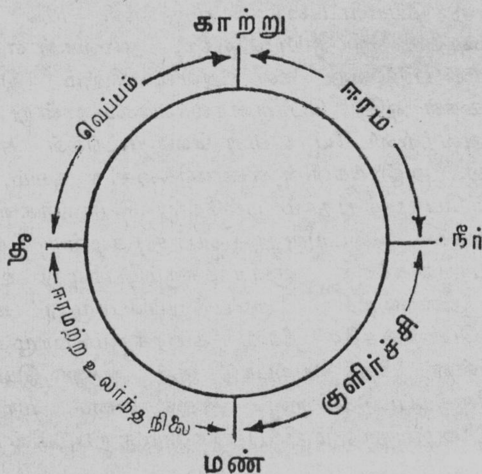
சில கிரேக்கத் தத்துவ ஞானிகள், நீரிலிருந்து எல்லாப் பொருள்களும் தோன்றின எனப் போதித்தனர்; மற்றவர் அண்டத்தின் அடிப்படைப் பொருள் காற்று என்று கருதினர். இன்னும் வேறு பலர் எல்லாப் பொருள்களும் நெருப்பில் இருந்து தோன்றின எனக் கூறினர். கி.மு. 5 ஆம் நூற்ருண்டில் எம்பிடோசில் தன் முன்னோர்களின் எண்ணங்களை எல்லாம் இணைத்து, மண் (earth) என்ற மற்ருேர் அடிப்படைப் பொருளை உலகிற்குச் சுட்டிக் காட்டினர். முன்பு கூறிய காற்று, நீர், தீ ஆகியவற்றுடன் மண் என்ற அடிப்படைப் பொருளையும் சேர்த்துத் தனிமங்கள் என்று கூறினர்.

பொருளின் அமைப்பை விளக்க இதே நூற்ருண்டில் முற்றிலும் புதியதொரு தத்துவக் கருத்து எழுந்தது. லூசிப்பஸ் மற்றும் அவரது சீடர் டெமோக்கிரிட்டஸ் ஆகிய இருவரும் இக்கருத்தினை

உலகுக்கு ஈந்த லோகாய வாதிகள் (Materialists). டெமோக்கிரிட்டஸின் கருத்துப்படி இயற்கையில் உள்ள எல்லாப் பொருள்களும் ஊடுருவ முடியாததும், வகுக்க முடியாததும் ஆன திண்மத் துகள்களால் ஆனவை. இத் துகள்களுக்கு அணுக்கள் (atoms) என்று பெயரிட்டனர். அணுக்கள் மிக நுண்ணியதாதலால் அவை கண்ணுக்குப் புலனகா. அவைகள் எண்ணிறந்த உருவங்களிலும், பல்வேறு கன அளவுகளிலும் இருக்கலாம். எனினும் அவைகள் ஒரே பொருளாலானவை என்று கருதினர். அணுக்களும் அவற்றிடையே உள்ள வெற்றிடங்கள் தவிர வேறு எதுவும் இல்லை. அணுக்களின் எண்ணிக்கை, உருவம், அமைப்பு ஆகியவற்றைப் பொறுத்துதாம் பல்வேறு பொருள்கள் உண்டாகின்றன. அணுக்கள் இடையருது (ஓயாது) சுழன்று கொண்டிருக்கின்றன. பொருள்களைக் குளிர்விக்கும்பொழுது உண்டாகும் சுருக்கமும், அவற்றைச் சூடேற்றும்பொழுது உண்டாகும் பெருக்கமும், பொருள்களை நீரில் கரைக்கும்பொழுது ஏற்படும் மாற்றமும் இன்ன பிற இயற்பாடுகளும் அணு இயக்கத்தைக் கொண்டு விளக்கப்படுகின்றன. எல்லாவகை மாற்றங்களும் அணுக்களை இணைப்பதாலும் பிரிப்பதாலும் ஏற்படுகின்றன என்று கருதினர்.

டெமோகிரிட்டஸின் போதனைகள் அவர் காலத்தில் வாழ்ந்தவர்களுடைய கருத்துகளைக் காட்டிலும் மிக முன்னேற்றம் உடையவை; எனினும், அவை பொதுமக்களுடைய ஒப்புதலைப் பெறவில்லை. அதன் மேற்கொண்டு முன்னேற்றத்தில் தத்துவம், எல்லா இயற்பாடுகளையும் பொருள்களின் கண்ணுக்குப் புலனகா பண்புகளுக்குரியவை எனக் கொண்டது. கி.மு. 384—322 ஆண்டுகளில் வாழ்ந்த அரிஸ்டோடில் என்ற தத்துவ ஞானியின் இக் கருத்துப் பிற்காலத்தில் இயற்கை அறிவியல் துறைக்கு ஏற்பட்ட வளர்ச்சியை ஊக்கியது. ‘பொருள் நிரந்தரமானது; அது சூனியத்திலிருந்து (nothing) உருவாகாது; அதை ஒன்றும் இல்லாத சூனியமாக மாற்ற முடியாது; இயற்கையில் உள்ள அதன் அளவை மாற்ற முடியாது; தொடக்கப் பொருள் நான்கு அடிப்படைப் பண்புகளைப் பெற்றிருக்கிறது; அதை நமது புலன்களால் அறியலாம்; அவை ஒன்றிற்கு ஒன்று எதிரான இணை (pair)களாக இருக்கின்றன (குளிர்ச்சியும், வெப்பமும், உலர் மற்றும் ஈரத் தன்மை). இப்பண்புகளின் பல விகிதக் கலப்புகளால் உலகில் உள்ள பல்வேறு பொருள்கள் தோன்றுகின்றன. நிலம், நீர், தீ, காற்று ஆகிய நான்கு அடிப்படைப் பொருள்களும் எதிரெதிரான பண்புகளையுடைய இணைகளின் கலப்பினல் தோன்றியவையே’ என்ற கருத்தை (படம் 1) அரிஸ்டோடில் தெரிவித்தார்.

அரிஸ்டோடிலின் கருத்துப்படி அடிப்படைப் பண்புகள் தொடக்கப் பொருளோடு (initial matter) பிரிக்க முடியாதபடி இணைந்தவை அல்ல; ஆனால் அவற்றை அதனின்று கழிக்கவும் அதனுடன் சேர்க்கவும் முடியும். சான்றாக, நீரைச் சூடேற்றும்



படம் 1. அரிஸ்டோடிலின் அடிப்படைப் பொருள்கள்

பொழுது, நீரினின்று குளிர்ச்சியை அகற்றுகிறோம்; வெப்பத்தைச் சேர்க்கிறோம். அரிஸ்டோடிலின் கருத்துப்படி நீர் ஆவியாகும் பொழுது, அது காற்றாகிறது. எனவே, ஓர் அடிப்படைப் பொருளை வேறொன்றாக மாற்றலாம்—நீரைக் காற்றாக மாற்றலாம். குறித்த பண்புகளை இணைத்துப் பல்வேறு பொருள்களை உண்டாக்கலாம் என்ற கருத்து நிலவியது.

உலகை உற்று நோக்கியே கிரேக்க ஞானிகள் பல பொதுப் படையான கருத்துகளைக் கண்டனர். சோதனைகளின் அடிப் படையில் துல்லியமான அறிவியல் தோன்றுவதற்குகந்த சூழ்நிலை அக்காலத்தில் சமுதாயத்தில் நிலவவில்லை.

பொருளின் உள்ளமைப்பு பற்றிய கருத்துகளைக் கோட்பாட் டளவில் (abstract theories) கிரேக்க ஞானிகள் அறிய முயற்சி செய்துகொண்டிருந்தபோது, மற்றைய நாட்டவர்கள் வேதி மாற்றத்தின் அடிப்படையில் செய்முறை (practical) உண்மை களைப் படிப்படியாகச் சேகரித்து வந்தனர்.

தற்காலக் கருத்துப்படி வேதியியல் என்பது பல விதத் தகவல்களைச் சேகரித்து நுட்பமான எண்ணங்களைத் தொகுப்பது.

இத்தகைய கருத்து முதலில் நைல்நதியின் கரையில் அமைந்த அலெக்ஸாண்டிரியாவில் தோன்றியது. பண்டைக் காலத்தில் வாணிபத்திலும் பண்பாட்டிலும் புகழ் வாய்ந்த இந்நகரம் பன்னாட்டவரையும் பலதேசப் பண்டங்களையும் தன்னகத்தே ஈர்த்தது. பன்னெடுங்காலத்திலிருந்தே எகிப்து நாட்டில் அன்றாட வாழ்விற்குப் பயன்படும் செயல்முறை அறிவு பரந்து காணப் பட்டது. கிரேக்க நாட்டின் தத்துவக் கருத்துகள் எகிப்தில் மேலும் வளர்ச்சி பெற்றன. கி.பி. முதல் நூற்றாண்டில் அலெக்ஸாண்டிரியாவில் எழுதப்பட்ட நூல்களிலிருந்து பல வேதி யியல் தொடர்பான செய்திகளை நாம் அறியலாம். வேதியியல் கருவிகள், நீற்றுதல் (calcining), ஆவியாக்குதல், வடிகட்டல், கரைத்தல், படிகமாக்கல் போன்றவை புழக்கத்தில் இருந்தன. இங்குதான் மட்ட உலோகங்களைத் தங்கமாக மாற்றும் எண்ணம் எழுந்தது. இதனால் வேதியியல் நெடுங்காலமாகத் தனது பாதை யினின்றும் வழுவிப் பயனற்ற பாதைகளில் சென்றது; வேதி யியலும் முன்னேற்றமடையாமல் பின்தங்கிவிட்டது.

ஏழாம் நூற்றாண்டில் எகிப்தையும் கீழை நாடுகளையும் அரே பியர்கள் வென்றார்கள். அலெக்ஸாண்டிரியாவில் சேகரமான வேதியியலறிவு சேதமடையாமல் அங்குத் தங்கி நின்றது. அரே பியர்கள் இவ்வறிவைப் பயன்படுத்தி, நைட்ரிக் அமிலம், உப்புகள் உள்ளிட்ட பல புதிய பொருள்களை ஆராய்ந்தார்கள். அலெக் ஸாண்டிரியா வாழ் மக்களிடம் நிலவியிருந்த கிமியா என்ற வார்த்தை (Chemia), அரேபியர்களின் தொடர்பால் அல் (al) என்ற முன்னடை மொழி ஏற்று அல்கெமி (Alchemy) என்ற பெயரால் வழக்கத்திற்கு வந்தது. வேதிச் சோதனைகள், செயல் முறைக் குறிப்புகள் போன்றவற்றின் வருணனைகளை அரேபிய அறிவியலார் எழுதிய நூல்களில் காணலாம்.

தென் ஸ்பானிய நாட்டை அரேபியர் வெற்றி கொண்டதனால், மேற்கு ஐரோப்பாவில் வேதியச் செயல் முறை அறிவு பரவ ஏதுவாய் இருந்தது. மட்ட உலோகங்களை வேதித்துத் தங்கமாக மாற்றும் எண்ணம் அரேபியர்களுடன் வந்தது. இவ்வாறு தங்கம் செய்யும் முயற்சி மத்திய காலத்தில் ஐரோப்பாவில் புழக்கத்திற்கு வந்தது. இரசவாத காலம் (period of alchemy) என்று வேதி யியல் வரலாற்றில் இக்காலத்தைக் குறிப்பிட்டனர். கத்தோலிக்க சமயத் துறையில் ஆதிக்கத்திலும் ஆளுகையிலும் அறிவியலறிவு சிக்கியிருந்தது. அரிஸ்டோடிலின் கொள்கை சமயத்துறை(Church) யினால் திரிபு அடைந்து புழக்கத்தில் இருந்தது. இந்தக் கொள்கையின் உண்மை மற்றும் சமயத்துறையில் நிறுவப்பட்ட கோட்பாடுகள் ஆகியவற்றில் ஐயம் கொள்பவர்களை மதவாதிகள்

கொடூரமாகத் துன்புறுத்தினர். அறிவியல் தேக்க நிலை அடைந்தது; ஐரோப்பாவின் மத்திய காலத்தில் அறிவு முன்னேறாமல் பின் தங்கிவிட்டது.

என்ஜல்ஸ் எழுதினார்: பண்டைய உலகம் யூக்லிட்டையும், டாலமியால் தோற்றுவித்த சூரிய மண்டல அமைப்பையும் தந்தது. தசாம்ச முறை, இயற்கணித முறையின் (Algebra) தொடக்கம், தற்கால எண்கள், இரசவாதம் ஆகியவை அரேபியர்கள் விட்டுச் சென்றவை. மத்தியகால கிருஸ்துவ உலகம் ஏதும் செய்யவில்லை.[1]

உண்மையான வேதியியலுக்குப் பதிலாக இரசவாதம் செழித்தோங்கியது. பின்னது மட்ட உலோகங்களிலிருந்து தங்கத்தைப்பெற முயற்சி செய்தது. தத்துவஞானியின் கல் (Philosopher's stone) என்ற மர்மமான பொருளை அடையும் முயற்சியிலேயே இரசவாதிகள் தங்கள் காலத்தைப் போக்கினர். நோய்களைக் குணமாக்கவும், குன்றாத இளமையை நல்கவும், ஆயுட்காலத்தை நீட்டிக்கவும் தங்கம் செய்யவும் இக் கல்லினால் முடியும் என நம்பினர்.

வேதியியல் வளர்ச்சியில் பங்கேற்ற அரேபியருடைய இரசவாதத்தைப் போலல்லாது, மேற்கு ஐரோப்பிய இரசவாதக் கொள்கை பிற்போக்கானது; அறிவியல் பாதைக்கு முரணான திசையில் சென்றது. மறுமலர்ச்சிக் (Renaissance) காலத்திற்குப் பின்னரே வேதியியல் உண்மையான வளர்ச்சி கண்டது.

ஐரோப்பாவில் முதலாளித்துவ தொடர்புகள் உருக்கொண்ட இக்காலத்தில் வேதியியல் பல சிக்கல்களைச் சந்திக்க நேர்ந்தது. மருத்துவ வேதியியல் (Iatrochemistry) துறையில் மருத்துவத்திற்காகப் பல சோதனைகள் நிகழ்த்தப்பட்டுப் புதிய பாதையை நோக்கி அது வெற்றி நடை போட்டது. ஸ்விட்ஜர்லாந்து நாட்டு மருத்துவர் பாரசெல்ஸஸ் இத்துறையை நிறுவினார். மருந்துகளைத் தயாரிப்பதே இவருடைய முக்கிய குறிக்கோளாய் இருந்தது. வேதியியல் துறையில் மருந்துகளைத் தயாரித்துப் பெரும்புகழ் பெற்றார் இவர். இதனால் மற்ற மருத்துவர்களும் இத்துறையில் ஊக்குவிக்கப்பெற்று வேதியியல் ஆராய்ச்சியில் ஈடுபடத் தூண்டியது. இரசவாதப் பிரச்சினைகளை இவர்கள் புதிய கோணத்தில் கண்டு வேதிய மாற்றத்தை நல்ல அடிப்படையில் ஆராய்ந்தனர். உலோகவியலுக்கு அடிகோலிய

[1] *F. Engels, Dialectics of Nature.* Progress Publishers, Moscow, 1966, p. 231

அக்ரிகோலா என்பவர் இத்தருணத்தில் தோன்றி வேதியியலின் முன்னேற்றத்திற்கு புதியதொரு பரந்துபட்ட பாதையை வகுத்தார்.

இக்காலத்திய வேதியியலார் அரிஸ்டோடிலின் போதனைகளின் ஆதிக்கத்திலும், இரசவாதத்தின் பிடியிலும், தத்துவ ஞானிகளின் கல்லிலும் நம்பிக்கை பெற்றிருப்பினும், இவரது பணிகள் (ஆய்வுகள்) வேதியியல் அறிவைப் பெருக்கப் பெருந் துணையாய் அமைந்தன.

எக்காலத்திலும் இரசவாதம் ரஷ்யாவில் பரவலாக இருந்ததில்லை. மேற்கு ஐரோப்பாவினின்றும், ரஷ்யா தனித்து நின்று செய்முறை வேதியியலில் வளர்ச்சி கண்டது. அண்மையில் உள்ள பைசண்டியம், அர்மீனியா போன்ற கிழக்கிந்திய நாடுகளுடன் சிறப்பாக வேதியியலறிவை ரஷ்யா பரிமாற்றம் செய்து கொண்டது. அவர்கள் காலத்திய வேதியியலறிவுக்குத் தங்கள் நுணுகிய நோக்காலும், ஆராய்ச்சியாலும் ரஷ்யக் கைவினைஞர்கள் (craftsmen) புதிய உண்மைகளைக் கண்டனர். இவ்வாறு ரஷிய வேதியியலார் பெற்ற பட்டறிவு (experience) மருத்துவ மூலிகை, மலர் நூல்கள், சட்ட நூல்கள், நோய் தீர்க்கும் நூல்கள் ஆகியவற்றில் ஓரளவாவது பிரதிபலிப்பதைக் காணலாம்.

பதினேழாம் நூற்றுண்டில்தான் வேதியியல் சமய நுணுக்க முறையினின்று (scholastic approach) தன்னை விடுவித்துக் கொண்டு சோதனைகளின் அடிப்படையில் தன் முடிவுகளை ஏற்கக் கற்றுக் கொண்டது. ஆங்கில வேதியியல் வல்லுநர் ராபர்ட் பாயில் (*1627-1691*) இப்புதிய பாணியைத் தோற்றுவித்தார்.

சோதனைகளிலிருந்து பெற்ற விவரங்களிலிருந்து (data) பொதுப்படை உண்மைகளும் இயற்கை விதிகளும் பெறப்படுகின்றன. இம்முறையை முதன் முதலில் பயன்படுத்தினர் ராபர்ட் பாயில். வேதியியலாரின் பணி சோதனைகளை நிகழ்த்துவது, இவற்றிலிருந்து உண்மைகளைக் கண்டறிவது; சீரிய சோதனைகளைச் செய்யாமல் எவ்விதக்கோட்பாட்டையும் வெளியிடுவதில்லை. இத்தகைய கருத்துகளை ராபர்ட் பாயில் கொண்டிருந்தார். பொருள்களின் அமைப்பை அறிவது வேதியியலின் குறிக்கோள். பொருள்களை அவற்றிலுள்ள தனிமங்களாகப் பகுத்து ஆராய வேண்டும் என்று கருதினர். அரிஸ்டோடிலின் தனிமங்களுக்கும் பாயிலின் தனிமங்களுக்கும் எவ்வகையிலும் பொதுவான பண்புகள் கிடையாது. பாயிலின் கருத்து: தனிமங்கள் எளிய பொருள்கள், சிக்கலான பொருள்கள் எல்லாம் இவற்றினல் ஆகியவை; சிக்கலான பொருள்களைச் (பகுத்து) சிதைத்துத்

தனிமங்களை அடையலாம். ஸ்கெப்டிகல் கைமிஸ்ட் (Sceptical Chymist) என்ற நூலில் பாயிலின் வேதியத் தனிமங்களைப் பற்றிய அறிமுறை (theoretical) கருத்துகள் கூறப்பட்டுள்ளன. இந் நூலில் இரசவாதிகளின் கருத்துகளை இவர் நன்கு சாடியுள்ளார்; உலோகங்களை வேதித்தலைப் பற்றிய போதனை களைக் கண்டித்துள்ளார்.

பொருள்கள் எரிதல், உலோகங்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைதல் மற்றும் ஒடுக்கமடைதல் ஆகியவற்றை விளக்குதற் பொருட்டே பிலோஜிஸ்டன் (Phlogiston) கொள்கை எழுந்தது. எனினும், அரிஸ்டோடிலின் பருப்பொருள் கருத்துகளிலிருந்து தன்னை விடுவித்துக்கொள்ள மற்றொரு நூற்றாண்டுக் காலம் தேவையாய் இருந்தது. இவர் கருத்துகள் அறிவியலின் முன்னேற்றத்திற்குப் பல வருடங்களாகவே தடையாய் இருந்தன. ஜெர்மானிய வேதியியலார் ஸ்டால் 17ஆவது நூற்றாண்டின் இறுதியில் பிலோஜிஸ்டன் கொள்கையை நிறுவினர்.

ஸ்டாலின் (Stahl's)கொள்கைப்படி உலோகம் உள்பட எல்லா எரியும் பொருளும் தன்னுள்ளே (Phlogiston) என்ற பெயருடைய ஒரு பொதுவான எரியும் தத்துவத்தை அல்லது பொருளைக் கொண்டுள்ளது. எரியக்கூடிய பொருள்களை எரிக்கும்பொழுது அல்லது உலோகத்தைச் சூடேற்றி நீற்றும்பொழுது, அதில் உள்ள பிலோஜிஸ்டன் ஆவியாகி வெளியேறி பஸ்பம் அல்லது உலோக ஆக்சைடு (calx) எச்சமாகக் கிடைக்கின்றது. ஆகையால் எரிதல் என்பது ஒரு பொருள் பிலோஜிஸ்டனாகவும் மண் இயல்புடைய எச்சப்பொருளாகவும் சிதையுறுவதே.

சிங்க் = பிலோஜிஸ்டன் + சிங்க் பஸ்பம் (நீர்).

நிலக்கரியைப் போன்ற பொருள்கள் எரிந்து மிகக் குறைந்த அளவு சாம்பலை விட்டுச் செல்வதால் நிலக்கரியில் பெருமளவு பிலோஜிஸ்டன் உள்ளது. சாம்பல் போன்ற ஓர் எரியாப் பொருளுடன் பிலோஜிஸ்டனைச் சேர்க்கலாம்— அதாவது பிலோ ஜிஸ்டன் மிகையாக உள்ள நிலக்கரியுடன் பஸ்பத்தைச் சேர்த்து நீற்றினால், பின்னது ஓர் உலோகமாக மாறுகிறது.

சிங்க் பஸ்பம் + பிலோஜிஸ்டன் = சிங்க் உலோகம்

உலோகங்கள் எரிந்து பஸ்பமாகும்பொழுது அவற்றின் எடை அதிகமாகிறது. பிலோஜிஸ்டன் கொள்கைக்கு முரணாக அமைந்திருந்தாலும் இக்கொள்கையின் வளர்ச்சிக்குத் தடங்கலாய் இல்லை. இக் கொள்கைவாதிகள் பிலோஜிஸ்டன் மிக எடை குறைந்து இருப்பதால் பூமியினால் கவரப்படாது எதிர்த்துத் தள்ளப்படுகிறது என்றும், ஒரு பொருளில் அதிகப் பிலோ

ஜிஸ்டன் இருந்தால் அதனுடைய எடை இலேசாய் இருக்கும் என்றும் வாதித்தனர். இதற்கு மறுதலையாக, ஒரு பொருள் பிலோஜிஸ்டனை இழந்தால் அதன் எடை கூடுகிறது. இவ்வாறே இவர்கள் மற்ற முரண்பாடுகளுக்கும் சமாதானம் கூற முயன்றனர். எடுத்துக்காட்டாக, எரிதலுக்குக் காற்று இன்றியமையாததாய் இருந்ததற்குப் பின்வருமாறு அவர்கள் விளக்கம் கூறினர்: எரியும்பொழுது பிலோஜிஸ்டன் அப்பொருளில் இருந்து வெறுமனே மறைவதில்லை, ஆனல் காற்றுடனே அல்லது காற்றில் உள்ள ஒரு பகுதிப் பொருளுடனே அது இணைகிறது. எரியும் பொழுது காற்று இல்லாவிட்டால் எரிதல் நின்றுவிடுகிறது. ஏனெனில், பிலோஜிஸ்டனுடன் இணைவதற்கு வேறு எந்தப் பொருளும் கிடைக்காமைதான்.

பன்னெடுங்காலமாக பிலோஜிஸ்டன் கொள்கை பரவலாக எல்லோராலும் ஒப்புக்கொள்ளப்பட்டு மதிக்கப்பட்டு வந்தது. அக்காலத்தில் தெரிந்த உண்மைகளுக்குச் சீராக விளக்கம் கூறவும் செயல் முறையில் புதிதாக எழும் சிக்கல்களுக்குத் தீர்வு காணவும் இக் கொள்கை உதவியது. இயற்பாடுகளின் உண்மைக் காரணங்களைக் காட்டாமல் மாயமான விளக்கங்களைக் கொடுக்கும் பல பொய்க் கொள்கைகள் போல, பிலோஜிஸ்டன் கொள்கையும் இறுதியாக வேதியியலின் முன்னேற்றத்திற்குத் தடையாக மாறி இரசவாத எண்ணங்களில் இருந்து தன்னை முழுவதும் விடுவித்துக் கொள்ளாத அவல நிலையில் இருந்தது.

4. நிறை அழியாமை விதி

M. லோமோனோசோவ் தோற்றுவித்த துல்லியமான சோதனை முறைகளால் வேதியியல் பிலோஜிஸ்டன் கொள்கை யினின்றும் 18-ஆம் நூற்றுண்டின் மத்தியப் பகுதியிலிருந்து தன்னை விடுவித்துக் கொண்டது.

M. V. லோமோனோசோவ் எனும் இரஷ்ய அறிவியலாளர் 1711-ஆம் ஆண்டில், கோல்மோகோரி நகரத்தின் அருகிலுள்ள டேனிஷ்வோகா எனும் சிற்றூரில் ஒரு மீனவர் குடும்பத்தில் பிறந்தார்.

அக் கிராமத்தவர்கள் இவருக்குப் படிக்கவும் எழுதவும் கற்றுக் கொடுத்தார்கள். இவர் தன் கிராமத்தில் உள்ள எல்லாப் புத்தகங்களையும் விரைவில் படித்து முடித்து விட்டார். தீராத அறிவுத் தாகத்தால் உந்தப்பட்டுத் தனது பத்தொன்பதாவது வயதில் தான் பிறந்த ஊரினின்றும் வெளியேறி குளிர்காலத்தில் கையில் பணம் ஒன்றுமின்றி கால் நடையாகவே மாஸ்கோ

நகரத்துக்குச் சென்றார். ஸ்லாவ் – கிரேக்க – லத்தின் அகாடமியில் சேர்ந்து உயர்கல்வி கற்றார்.

இளைஞரான இவருக்கு அக் கல்வி நிலையத்தின் கட்டுப்பாடும் வாழ்க்கைக் குறைபாடுகளும் இவருடைய ஆர்வத்தைக் குறைக்க வில்லை. இவருடைய சிறந்த திறமையும் உழைப்பும் அந்த அகாடமியின் ஏழு வருடப் படிப்பை நான்கு வருடத்திலேயே முடிக்க உதவின. இவருடன் படித்த மிகத் தேர்ச்சி பெற்ற பதினொரு மாணாக்கர்களுடன் இவரும் பீட்டர்ஸ் பர்க்கில் உள்ள பல்கலைக்கழக அறிவியல் அகாடமிக்கு மாற்றப்பட்டதனால் இவர் தன்னுடைய இறுதி வகுப்பைப் படித்து முடிக்க இயலவில்லை. பீட்டர்ஸ்பர்க்கிற்கு வந்த ஒரு வருடத்திற்குள் உலோகவியல் மற்றும் சுரங்கவியல் ஆகியவற்றைப் படிக்க அந்த அகாடமியில் ஆசிரியராக இவர் வெளிநாட்டிற்கு அனுப்பப்பட்டார். வெளி நாட்டில் இருந்து திரும்பி வந்த பிறகு *1741*-ல் இயற்பியல் வகுப்பில் அமர்த்தப்பட்டார். வெகு விரைவிலேயே வேதியியல் துறையில் பேராசிரியராகவும் ரஷ்ய அறிவியல் அகாடமியின் முழு உறுப்பினராகவும் இவர் பதவி உயர்வு பெற்றார்.

தன்னுடைய காலத்தைக் காட்டிலும் பல்லாண்டுகள் அறிவியல் துறையில் முன்னேற்றம் உள்ள மனப் பண்பைப் பெற்ற



படம்-2. மிகாயில் வசில்லேவிக் லோமோநோசோவ் (1711—1765)

அரிய மனிதர்களில் லோமோநோசோவும் ஒருவர். அவரது அயராத அறிவியல் மற்றும் நடைமுறைப்பணிகளும் மிகவும் விசாலமானவை; அவை மேலும் பன்னோக்குடையவை.

ஐக்கிய சோவியத் சோஷலிஸ்டுக் குடியரசின் அறிவியல் அகாடமியின் காலஞ்சென்ற தலைவர் 1947-ல் எழுதியது பின் வருமாறு: "இரு நூற்றாண்டுகளுக்குப் பிறகுதான் இந்த அறிவியல் மேதையை நாம் முழுதும் உணர்ந்து அறிந்து அவர்களுடைய பணியினை நன்கு பாராட்ட முடிகிறது. ஒரு முழு அகாடமி செய்யக்கூடிய பெரும் பணியையும் சாதனைகளையும் இவர் ஒருவரே இயற்பியல், வேதியியல், வானவியல், கருவிகள் செய்தல், மண்ணியல், புவியியல், மொழியியல், வரலாறு ஆகிய துறைகளில் செய்துள்ளார்." அக்காலத்திய மேற்கு ஐரோப்பிய வேதியியலார் வேதியியலில் சிக்கலான பொருள்களை அவற்றின் பாகங்களாகப் பிரித்தல் அல்லது அப்பாகங்களை இணைத்தல் போன்ற கருத்துக்களைக் கொண்டிருந்தார்கள். வேதியியல் என்பது வேதியியல் வினைகள் மட்டுமல்லாது அவற்றினிடையே என்ன நிகழ்கின்றது என அறியும் கருத்தையும் கொண்டுள்ளது என இவர் நிறுவினர். எனவே வேதியியல் என்பதை ஒரு அறிவியலாக முதலில் வரையறுத்தவர் இவரே.

லோமோனோசோவின் கருத்துப்படி வேதியியல் கலவைப் பொருள்களுக்கு இடையே நிகழும் மாற்றங்களைக் கூறுகிறது. பொருளின் அமைப்பையும் அவற்றின் கணித முறை விளக்கத்தையும் சீரானபடி வேதி உண்மைகள் காட்டுவதாக இவர் கருதினர்.

பொருளின் உள்ளமைப்பை அறிந்த ஒருவர், அவற்றில் நிகழும் பிரித்தல், இணைதல் போன்ற எல்லாவித மாற்றங்களையும் விளக்க வல்லவர் என்று இவர் கருதினர்.

உண்மையான வேதியியலார் ஒரு அறிமுறையாளராகவும், நடைமுறைப் பணியாளராகவும் (theoretician and practical worker) இருத்தல் வேண்டும் என்று இவர் கூறினர். தூய பொருள்களைக் கொண்டு அவற்றின் எடை மற்றும் கன அளவு போன்ற துல்லியமான சோதனைகளைப் பின் தொடர்ந்து அறிமுறைப் பகுப்பு ஆய்வு செய்தல் வேண்டும் என்று கூறினர். இதில் பொருளின் அமைப்பைப்பற்றிய கருத்துக்கள் மிக முக்கியமானவை எனச் சுட்டிக்காட்டினர். புலன்களால் உணரமுடியாததுகள்களின் உள்ளமைப்பை அறியமுடியாவிட்டால், இயற்பியலாரும் குறிப்பாக வேதியியலாரும் இருட்டறையில் தடுமாறுவது போன்று தடுமாறுவார்கள்.

இவர் தற்காலத்திய அணுக்கள் மற்றும் தனிமக் (மூலக்) கூறுகள் அடங்கியப் பொருளின் உள்ளமைப்புக் கொள்கையின்

முன்னேடியாகப் பல்லாண்டுகட்கு முன்பே துகள் (**corpuscular**) கொள்கையை உருவாக்கினர். வேதியியலைத் தனது தலையாய தொழிலாகக் கருதினும் ரஷ்ய இயற்பியலார்களுள் முதன்மை இடத்தை இவர் வகித்திருந்தார். வேதியியலுக்கும் இயற்பிய லுக்கும் இடையேயுள்ள நெருங்கிய தொடர்பின் அவசியத்தை இவர் வலியுறுத்தினர். இயற்பியலின் துணை கொண்டு வேதியியலைக் கற்கவேண்டும் என்று உறுதியாகவும், தெளிவாகவும் கருதினர். இயற்பியல் விதிகளின் அடிப்படையில்தான் வேதியியல் தோற்றப்பாடுகளைச் சரியாகக் கற்க முடியும் என்ருர். 'வேதியியலினல் பெறப்படும் நன்மைகள்' என்ற பெரு நூலில் இவர் எழுதியுள்ளவை பின்வருமாறு: இயற்பியலின் அறிவில்லாத வேதியியலார் தொடுகை உணர்ச்சி மாத்திரம் உள்ள ஒருவன் தடுமாறுவதற்கு ஒப்பாவான். இவ்விரு அறிவியல் துறைகளும் மிக நெருங்கிப் பிணைந்திருப்பதால் ஒன்றில் முழுமை பெற மற்ருென்று மிக அவசியம்.

இயற்பியல் விதிகளைக்கொண்டு வேதியியலின் விணைகளை விளக்குவதற்காக இயற்பிய வேதியியல் என்ற புதியதொரு அறிவியல் துறையை உண்டாக்கினர். இவரது உண்மை இயற்பிய வேதியியல் என்ற பாடத்திட்டத்தில் இவர் கூறிய வரைவிலக்கணம் பின்வருமாறு: இயற்பிய வேதியியல் இயற்பியல் விதிகளையும் சோதனைகளையும் பயன்படுத்தி வேதியியல் வினைகளின் மூலமாகக் கலவைப்பொருள்களில் என்ன நிகழ்கிறது என்று அறிய முற்படுகிறது.

இவர் திறமைமிக்க அறிவியலாளர், ஒரு தத்துவஞானி மட்டும் அன்று. இயற்கையை ஆராய்ந்து எண்ணத்திற்கும் மனித னுக்கும் உள்ள தொடர்பின் மூலமாக தத்துவஞானத்தின் அடிப்படைக் கேள்விக்கு முடிவும் கண்டார்.

அறிவியலின் ஆற்றலில் இவருக்கு ஆழ்ந்த நம்பிக்கையுண்டு. இரஷ்ய அறிவியல் அகாடமியில் (கழகத்தில்) உறுப்பினராக இருந்தபோது, தன் ஆற்றல் முழுவதையும், இரஷ்யாவில் அறிவுத் தெளிவு பரவவும், இரஷ்ய அறிவியல் உயர்வுபெறவும் பயன் படுத்தினர்.

இவருடைய உழைப்பு மற்றும் திட்டம் காரணமாக ரஷ்யாவில் முதன்முதலாக 1755-ல் மாஸ்கோ பல்கலைக்கழகம் நிறுவப் பட்டது. பிற்காலத்தில் இப்பல்கலைக்கழகம் ரஷ்ய அறிவியல் துறையில் ஒரு முக்கிய பொறுப்பை வகித்தது.

நெருப்பின் தன்மை, எரிதல் மற்றும் உலோகத்தை வறுத்தல் ஆகியவை பற்றிய கொள்கைகள் இவர் காலத்து வேதியியலாரின் கருத்தைச் சிறப்பாகக் கவர்ந்தன. முன்பு கூறியவாறு உலோகங்களை வறுக்கும்பொழுது அவை பிலோஜிஸ்டனை இழக்கின்றது என்று இக்கொள்கை உறுதியாகக் கூறுகிறது. **1673**-ல் பாயில் கூறிய கருத்து பின்வருமாறு: உலோகங்களை வறுக்கும்பொழுது மிக நுண்ணிய "நெருப்புப் பொருள்" உலோகங்களின் உட்சென்று, இணைந்து அவற்றின் எடையை அதிகரிக்கிறது.

வெப்பம், குளிர்ச்சி, மின்சாரம், ஒளி ஆகியவைகளைப்பற்றி இவர் திட்டவட்டமாக எவ்விதக் கொள்கையும் கொண்டிருக்கவில்லை. வெப்பப் பொருள்பற்றிய கொள்கையைக் கடுமையாகக் கண்டித்து அவ்வகைப்பொருள் இல்லவே இல்லை என்று கூறினர். அதற்குப் பதிலாக எல்லாப் பொருள்களிலும் உள்ள நுண்ணிய துகள்களின் இயக்கத்தினல் வெப்பம் தோன்றுகிறது என்று கூறினர். காற்றில் உலோகங்களைச் சூடுபடுத்தும்பொழுது காற்றுடன் உலோகங்கள் இணைந்து அவற்றின் எடை கூடுகிறது என்று கூறினர். இக்கொள்கை பாயிலின் நெருப்புப் பொருள் கொள்கையில் இருந்து முற்றிலும் மாறுபட்டது. உலோகங்களைக் காற்றில் வறுக்கும் சோதனையைப் பாயில் நிகழ்த்தினர். அவர் பெற்ற தரவுகளில் (data) இருந்து **1748**-ல் லோமோனோசோவ் புகழ்பெற்ற கணிதமேதை **இயுலருக்கு** எழுதிய கடிதத்தில் திட்டவட்டமாகப் பின்வருமாறு குறிப்பிட்டார்: "பொருள்கள் வறுபடும்பொழுது காற்றுத்துகள்கள் பொருளுடன் இணைந்து அதனுடைய எடையை அதிகரிக்கச் செய்கின்றன. இதில் எள்ளவும் ஐயம் இல்லை". பின்னர், மிகுந்த முயற்சியால், அறிவியல் அகாடமியில், ஒரு வேதியியல் ஆய்வுக்கூடத்தை நிறுவுவதில் வெற்றிகண்ட லோமோனோசோவ், தன்னுடைய தற்கோள்களை, சோதனைகள் மூலம் சரிபார்த்துக்கொண்டார். இதற்காக உலோகங்களை வறுத்தல் தொடர்பான பாயிலின் சோதனைகளைச் செய்து அவற்றைச் சரிபார்க்க முதலில் தீர்மானித்தார். காற்றுப் புகாது மூடப்பட்ட (sealed) கண்ணடி வாலைகளில் உலோகங்களை பாயில் நீற்றினர் (calcined). சிறிதளவு தூள் உலோகத்தின்மேல் படிந்தவுடன், அவர் வாலையின் மூடியை உடைத்து அதனுள் காற்று இழுக்கப்படுகிறதா என்று தெரிந்து, தான் மூடிச்செய்தது சரி என்று தெரிந்துகொண்டார். இதன் பிறகு வாலையையும் அதனுள் அடங்கிய பொருளையும் நிறுத்தார். லோமோனோசோவும் பாயிலைப்போலவே சோதனைகளை நிகழ்த்தினலும் முன்னவர் மூடியை உடைக்காமலேயே உலோகம் உள்ள வாலையை நீற்று

வதற்கு முன்பும் பின்பும் நிறுத்தார். இதைப்பற்றிய லோமோ நோசோவின் குறிப்பு பின்வருமாறு:

"தூய வெப்பத்தினுல், நன்கு மூடப்பட்ட (கண்ணுடி வாலை களில்) உலோகங்களின் எடை அதிகரிக்கின்றனவா இல்லையா என்று சோதனைகளை நிகழ்த்தியபின், இச்சோதனைகளின் மூலம் பாயில் கொண்டிருந்த கருத்து தவறு என்று தெரிகிறது. வெளியி லிருந்து காற்றை வாலையினுள் அனுமதித்தாலொழிய, வறுக்கப் பட்ட உலோகத்தின் எடை மாறுவதில்லை."

பாயிலின் அனுமானப்படி உலோகங்கள் வறுபடும்போது எடை அதிகரிப்பது (Materia Ignea) சேர்வதினுல் அல்ல என்றும், (Philogiston) வாதிகள் கூறுவதுபோல பிலோஜிஸ்டன் வெளி யேறுவதினுலும் அல்ல என்றும் லோமோனோசோவின் சோதனைகள் காட்டியது. வாலையின் மூடியை உடைத்தால், அதனுள் காற்று இழுக்கப்பட்டு, எடை அதிகரிக்கிறது என்று கண்டார். இவ்வாறு உலோகத்தின் எடை மிகுவது அது காற்றுடன் சேர்வதால் என்று லோமோனோசோவ் கண்டு பிடித்தார்.

தற்காலத்தில் வேதி மாற்றத்தைப் பற்றிய அடிப்படையான கீழ்க்காணும் விதியை அன்றே உலோகங்களை மூடிய கலன்களிலும் காற்றிலும் வறுத்து கண்ட சோதனைகளின் மூலமாக நிறுவினுர்.

வேதிய வினைகளில் பங்குகொள்ளும் பொருள்களின் நிறை இவ்வினையினுல் பெறப்பட்ட பொருள்களின் நிறைக்குச் சமமாக உள்ளது.

மேற்கண்டதையே இக்காலத்தில் வேதிய தோற்றப்பாட்டின் நிரந்தரமான "நிறை அழியாமை விதி" என்று கூறுகிறோம்.

கி. மு. 5-வது நூற்றுண்டிலேயே கிரேக்க தத்துவ ஞானிகள் பொருள்கள் மறைவதில்லை; புதிதாக உண்டாக்கப்படுவதில்லை. அண்டத்திலுள்ள பொருள்களின் மொத்த அளவு எப்பொழுதும் நிரந்தரமாக மாருமல் உள்ளது என்று உலகிற்கு அறிவித்திருந் தார்கள். இத்தத்துவத்தை 17, 18 ஆம் நூற்றுண்டுகளில் வாழ்ந்த உலகாய தத்துவஞானிகள் ஒத்துக்கொண்டார்கள். எனினும் அக்காலத்திய வேதியியலார் இக்கோட்பாட்டின் சிறப்பை நன்கு புரிந்துகொள்ளவில்லை; அதனுல் வேதிய வினைகளின் அளவறி அம்சத்தில் (quantitative aspect) கவனம் செலுத்தாது விட்டு விட்டனர்.

லோமோனோசோவ் வேதியியலில் அளவறிதல் தொடர்பான சோதனைகளை அறிமுகம் செய்துவைத்தார். வேதியச் சோதனைகளில் தராசைப் பயன்படுத்தினார். வினையில் பங்குகொள்ளும் பொருள்கள், வினைநிகழ்ந்தபின் பெறப்பட்ட பொருள்கள் ஆகியவற்றின் அளவுகளை (எடை/பருமன்) கண்டார். இவர் தராசின் உதவியினால், பொருள்கள் வேதியமாற்றம் அடையும்பொழுது அவற்றின் எடை மாறுவதில்லை என்று நிரூபித்தார். கணிதவியல் வல்லுனரான **இயுலருக்கு** எழுதிய கடிதத்தில் "பொருள்களின் திடத்தன்மை மற்றும் திரவத்தன்மை பற்றிய விவாதங்கள்" என்பது போன்று இயற்கையில் நிகழும் எல்லா மாற்றங்களிலும் ஒரு பொருளிலிருந்து ஏதாவது எடுத்துவிட்டால் அது மற்றைய பொருளில் சேர்க்கப்பட்டுவிடுகிறது; எனவே, ஒரு பொருளில் (எடை/பருமன்) அளவு குறைந்தால், அது வேறு பொருளில் அதிகரிக்கப்படுகிறது.

பொருண்மை (matter) அழியாமை கோட்பாடு முதன் முறையாக லோமோனோசோவினால் துல்லியமான அளவறி முறைகளினால் தெளிவாக்கப்பட்டது. அன்றுவரை தத்துவவீதியில் இருந்த இந்த அனுமானம் அறிவியல் கோட்பாடாகமாறியது. பண்டைய உலகாதயவாதிகளின் (ஜடவாதிகளின்) ஊகம் சோதனைகளால் ஐயமின்றி நிரூபிக்கப்பட்ட இயற்கையின் விதியாக மாறியது.

நிறை அழியாமை விதி வேதியியலில் முதன்மை இடத்தையும் சிறப்பையும் பெற்றுள்ளது. இது பொருள்களின் மாற்றங்களைப் பற்றிய அடிப்படையான தத்துவமாகும். வேதியியலார் நிகழ்த்தும் சோதனைகள் சரியாக உள்ளனவா என்பதை சோதித்துப் பார்க்க இவ்விதி பயனாகிறது; ஏனெனில் சோதனைக்கு முன்பும் பின்பும் எடுத்துக்கொண்ட பொருள்களின் எடைகளில் வேறுபாடு காணப்பட்டால், அது சோதனைகளில் ஏதோ பிழை இருப்பதைக் காட்டுகிறது.

2. அணுக்களும் மூலக்கூறுகளும்

அளவறி முறையில் ஆய்ந்தறிவதை புகுத்தியது மற்றும் நிறை யழியாமை விதியை உறுதி செய்தது ஆகியவை வேதியியலின் வளர்ச்சிக்கு மிகவும் இன்றியமையாதவைகளாக இருந்தன. ஆனால் அணு மற்றும் மூலக்கூறு கொள்கைதான் சிறந்த அறிவியல் அடிப் படையை வேதியியலுக்கு வழங்கக் கூடியதாக உள்ளது.

5. அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளின் கொள்கையின் தோற்றம்

அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளின் கொள்கைபற்றிய அடிப் படைக் கருத்துக்களை முதன் முதலில் 1741-ல் லோமனோசோவ் "கணித வேதியியலின் அடிப்படைக் கருத்துக்கள்" என்ற அவரது நூலில் வெளியிட்டு உள்ளார்; இந்நூலில் பொருளின் அமைப்பு பற்றிய துகள்கொள்கையின் கருத்துக்கள் தொகுத்து அளிக்கப் பட்டுள்ளன.

லோமோனோசோவின் கருத்தின்படி 'எல்லாப் பொருள்களும் ஒன்றோடு ஒன்று இணையக்கூடிய இயற்பியல் முறையில் பிளவு அடையாத, உணர்ந்து அறிய முடியாத நுண்ணிய துகள்களால் ஆனவைகளாகும். பொருள்களின் பண்புகள் மற்றும் முக்கியமாக அவற்றின் ஒருங்கிணைதல் நிலை இத்துகள்களின் பண்புகளைச் சார்ந்துள்ளது; பொருள்களின் பண்புகளில் காணப்படும் வேற்று மைக்கு முக்கியமாக துகள்களின் பண்புகள் அல்லது துகள்கள் இணைந்து காணப்படும் முறையே காரணமாக உள்ளது...'

லோமோனோசோவ் இருவகைத் துகள்களை வேறுபடுத்திக் காட்டினார். ஒன்று தனிமங்கள் என இவரால் அழைக்கப்பட்ட சிறிய துகள்கள்; இவை தற்போது அணுக்கள் எனப்படுகின்றன. மற் றொன்று கார்ப்பசெல்கள் (corpuscles) எனப்பட்ட பெரிய துகள் கள்; இவை தற்போது மூலக்கூறுகள் எனப்படுகின்றன.

லோமோனோசோவின் வரைவிலக்கணத்தின்படி, "தனிமம் என்பது வேறுபட்ட எந்த ஒரு சிறிய பொருளையும் பெற்றில்லாத ஒரு பொருளின் ஒரு பகுதியாகும்; ஒரு கார்ப்பசெல் என்பது ஒரு தனிப்பட்ட சிறிய நிறையை உண்டாக்கும் தனிமங்களின் தொகுப்பாகும்."

ஒரு பொருளை எடுத்துக்கொண்டால், அதன் ஒவ்வொரு கார்ப்பசெல்லும் ஒத்த இயைபையே பெற்றுள்ளது. வெவ்வேறு பொருள்களின் கார்ப்பசெல்கள் வெவ்வேறு இயைபைப் பெற்றுள்ளன.

கார்ப்பசெல்கள் ஒத்த தனிமங்களை ஒத்த எண்ணிக்கையில் ஒத்தமுறையில் கூடிய நிலையில் பெற்றிருப்பின் ஒரு படித்தானவைகள் என்றும் வேறுபட்ட தனிமங்களை வெவ்வேறு எண்ணிக்கையில் அல்லது வெவ்வேறு முறையில் கூடிய நிலையில் பெற்றிருப்பின் பல படித்தானவைகள் என்றும் லோமோனோசோவ் கருதினர்.

மேற்கண்ட வரைவிலக்கணங்களிலிருந்து, பொருள்களுக்கு இடையே காணப்படும் வேற்றுமைகளுக்கு காரணம் அவற்றின் கார்ப்பசெல்களின் இயைபில் வேற்றுமை இருப்பதோடு கார்ப்பசெல்லின் தனிமங்கள் வெவ்வேறு முறையில் அமைந்து காணப்படுவதுமாகும் என்று லோமோனோசோவ் கருதினர் எனத் தெரிய வருகிறது.

பொருள்கள் கொண்டுள்ள கார்ப்பசெல்கள் அல்லது உணர்ந்தறிய முடியாத துகள்கள் மிகவும் நுண்ணியவைகளாக இருப்பினும் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவுடையுவைகளாக ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையைப் பெற்றுள்ளன என்றக் கருத்தை லோமோனோசோவ் வலியுறுத்தினர். எல்லா இயற்பியல் பொருள்களைப் போலவே, கார்ப்பசெல்களும் எந்திரயியல் விதிகளின்படி இயங்கக் கூடியவைகளாக உள்ளன; இயக்கம் இல்லாதிருப்பின், கார்ப்பசெல்கள் ஒன்ருேடு ஒன்று மோதிக் கொள்ளவோ அல்லது ஒன்றை ஒன்று வெறுத்துத் தள்ளவோ அல்லது ஒன்ருேடு ஒன்று செயல்பட்டு வினைமாற்றங்களுக்கு உட்படவோ முடியாது. முக்கியமாக, பொருள்கள் சூடு அடைதல் மற்றும் குளிர்வுறுதல்போன்ற இயற்பாடுகள் கார்ப்பசெல்களின் இயக்கத்தினுல் நிகழ்பவைகளாகும் பொருள்களின் அனைத்து மாற்றங்களும் கார்ப்பசெல்களின் இயக்கத்தினுல் நிகழ்பவைகளாக இருப்பதால், வேதி மாற்றங்களை இயற்பியல், கணிதவியல் மற்றும் வேதியியல் முறைகளிலும் படித்தறிய வேண்டும்.

பல்வேறு சிக்கலான பொருள்களின் இயைபுகளைப் பற்றிய துல்லியமான புள்ளி விபரங்கள் கிடைக்கப்படாமல் இருந்தமையின் காரணமாக அச்சமயத்தில் லோமோனேசோவின் கார்ப்பசெல் கொள்கையில் காணப்பட்ட அனுமானங்களைச் சோதனை முறையில் சோதித்துப் பார்க்க முடியவில்லை. கார்ப்பசெல் கொள்கையின் அடிப்படைக் கருத்துக்கள் வேதியியல் நன்கு வளர்ந்து பல புதிய ஆய்வு முறைகள் வகுக்கப்படும் வரை உறுதி செய்யப்படவில்லை.

6. லவாய்சியரின் பணிகள்

பதினெட்டாம் நூற்றுண்டின் மத்தியில் தனிமங்களைப் பற்றிய அரிஸ்டாட்டிலின் கருத்துக்கள் அவற்றின் முக்கியத்துவத்தை இழந்திருந்தன; ஆனல், காற்று, நீர், பல்வேறு மண்கள் மற்றும் தீ ஆகியவை தெர்மோஜன் அல்லது ஃபிலாஜிஸ்டன் என்ற தோற்ற வடிவில் முன்பு கருதப்பட்டு வந்தது போன்று தனிமங்களாகவே கருதப்பட்டன.

வேதித் தனிமங்கள் பற்றிய சரியான கருத்துக்களை நிலை நாட்டுவதில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்தாக இருந்தது, 18ஆம் நூற்றுண்டின் பிற்பாதியில் ஹைட்ரஜன், நைட்ரஜன், குளோரின் மற்றும் முக்கியமான ஆக்ஸிஜன் ஆகியத் தனிமங்களின் கண்டு பிடிப்பாகும். இந்த கண்டுபிடிப்புகளின் அடிப்படையில் புகழ் பெற்ற பிரஞ்சு வேதியியலார் அந்தோனி லாரன்ட் லவாய்சியர் **(1743-94)** எரிதல் பற்றிய ஆக்ஸிஜன் கொள்கையை வளர்த்தார். இது வேதியியலின் மேற்படி வளர்ச்சியில் மிக முக்கிய பங்கை மேற்கொண்டது.

சீல் (மூடி முத்திரை) இடப்பட்ட பாத்திரங்களில் உலோகங்களை வறுத்தல்பற்றிய லோமோனேசோவின் சோதனைகளை **1773-ல்** லவாய்சியர் திரும்பச் செய்து அதே முடிவுக்கு வந்தார். ஆனல், இச்சோதனைகளின் போது ஒரு புதிய முக்கியமான கண்டறிதலை லவாய்சியர் செய்தார். சாம்பல் உண்டாகும் போது பாத்திரத்திலுள்ள காற்றில் ஒரு பகுதியே எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது என்றும் சாம்பலுக்கும் எடுத்துக் கொண்ட உலோகத்திற்கும் எடையில் காணப்படும் வித்தியாசம் எடுத்துக் கொண்ட காற்றின் எடைக்குச் சமமாக உள்ளது என்றும் கண்டறிந்தார். பின்னர் எரியும்போது மறையும் பகுதியளவு காற்று ஆக்ஸிஜன் வாயுவாகும் என்றும் காற்று ஆக்ஸிஜனையும் எரிதலுக்கு துணை

புரியாத வேறு ஒரு வாயுவையும் பெற்றுள்ளது என்றும் காட்டினர். இதற்கு இவர் அஸோட் (azote)[1] என்ற பெயரை அளித்தார்.

எனவே, எரிதல் என்பது ஃபிளாஜிஸ்டன் கொள்கை கூறுவது போன்று பொருள் சிதைவுறுவது அல்ல என்றும், ஆக்ஸிஜனுடன் கூடுவதே எரிதல் என்றும் முடிவு கொள்ளப்பட்டது.

எரிதல் இயற்பாட்டிற்கான லவாய்சியரின் விளக்கம் வேதியியலில் ஒரு புரட்சியை உண்டாக்கி விட்டது. ஃபிளாஜிஸ்டன் கருத்தைப் பொய்யாக்கி, இவ்விளக்கம் வேதி மாற்றம் பற்றிய பழைய கருத்துக்களை அடியோடு மாற்றியது. இதற்கு முன்பு சாம்பல் மற்றும் ஃபிளாஜிஸ்டனை கொண்டதே உலோகங்கள் எனக் கருதப்பட்டு வந்தது; இப்போது இக்கருத்து மாறி உலோகங்கள் என்பன எளிய பொருள்கள் என்றும் மற்றும் மண்களைத் தனிமங்கள் என்று கருதி வந்தது மாறி அவை சிக்கலான பொருள்கள் என்றும் கருதப்பட்டன. அதே சமயத்தில் நீர் என்பது ஆக்ஸிஜனையும் ஹைட்ரஜனையும் கொண்ட ஒரு சேர்மம் என்றும், காற்று என்பது ஆக்ஸிஜனும் நைட்ரஜனும் கலந்த கலவை என்றும் நிரூபிக்கப்பட்டது.

இவ்வாறு, இதற்கு முன் தனிமங்கள் என்று கருதப்பட்ட பல பொருள்கள் (நீர், காற்று, சாம்பல்) உண்மையில் சிக்கலான பொருள்கள் அல்லது கலவைகள் என உறுதி செய்யப்பட்டன. உண்மையான வேதித் தனிமங்கள் வருமாறு: உலோகங்கள், ஆக்ஸிஜன், ஹைட்ரஜன், நைட்ரஜன் சல்ஃபர் மற்றும் வேதி முறைகளினால் பிரிக்கமுடியாத பிற பொருள்களாகும்.

எரிதலின் தன்மை மற்றும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் பற்றிய சரியான கருத்தைவழங்கிய லவாய்சியர் வெப்பம் ஒரு "இலேசான தனிமம்" என அப்போது நிலவியிருந்த கருத்திலிருந்து விலகியதோடு அதனை "தெர்மோஜன்" என்ற பெயரில் தன்னுடைய உண்மையான வேதித் தனிமங்களின் பட்டியலில் சேர்த்துக் கொள்ளவும் செய்தார்.

அந்தோணி லாரன்ட் லவாய்சியர் 18 ஆம் நூற்றுண்டின் புகழ் பெற்ற அறிவியலார் ஆவர்; பாரிஸில் 1743 ஆகஸ்ட் 26-ல் பிறந்தவர். இவர் பாயில் மற்றும் லோமோனோசோவ் போலவே, ஒத்த அறிமுறை கொள்கைகளையும் அச்சமயத்தில் இருந்த இயற்பியல் முறைகளையும் கையாண்டார்; இவை சிறப்பு வாய்ந்த அறிவியல் முடிவுகளைப் பெறுவதற்கு இவருக்கு உதவியாக இருந்தன.

[1] இப்பெயர் இன்னும் ருஷ்யா, பிரெஞ்சு மற்றும் பல்வேறு மொழிகளில் பழக்கத்தில் உள்ளது. இப்போது ஆங்கிலத்தில் பயன்படுத்தப்படும் நைட்ரஜன் என்ற பெயர் பின்னால் காப்டல் என்பவரால் இடப்பட்டதாகும்.

லவாய்சியர், வேதியியலால் சேகரிக்கப்பட்ட பல கருத்துக்களை இவரது எரிதல் பற்றிய ஆக்ஸிஜன் கொள்கையின் அடிப்படையில் ஒழுங்கான முறையில் தொகுத்தார். இச்செயல் இவரது சிறப்புக்குக் காரணமாக அமைந்தது. இவர் (பிற மூன்று ஃபிரெஞ்ச் வேதியியலார்களுடன் இணைந்து) ஒரு சிறந்த வேதி பெயரிடும் முறையை வகுத்து இவரது காலத்தில் அறியப்பட்டிருந்த எல்லாப் பொருள்களையும் (தனிமங்கள் மற்றும் வேதிச் சேர்மங்கள்) சரியான முறையில் வகையீடு செய்தார். 1789-ல் லவாய்சியர் அவரது புகழ்பெற்ற "முதற்படி வேதி பாட நூல்" என்ற நூலை வெளியிட்டார். இந்நூல், அப்போது பெறப்பட்டிருந்த வேதியியல் செயல் முடிவுகளின் ஒரு சிறந்த தொகுப்பாகக் காணப்பட்டது.

பல்வேறு பொருள்களை அளவறி முறையில் ஆய்ந்தறிந்து லவாய்சியர் வேறொரு முக்கிய முடிவையும் மேற்கொண்டார். வேதி வினைகளில் லோமோனோசோவ் நிரூபித்தது போல், பங்கு பெறும் பொருள்களின் மொத்த நிறை அழியாமல் இருப்பதோடு வினைபுரியும் பொருள்களிலுள்ள ஒவ்வொரு தனிமத்தினுடைய நிறையும் மாறாமல் உள்ளது என்பதாகும். எனவே, வேதி வினைகளில் தனிமங்கள் ஒன்றிலிருந்து வேறொன்றாக மாறுவது இல்லை என அறியப்பட்டது. இம்முடிவு, ஒரு தனிமத்தை வேறொரு தனிமமாக மாற்றுவதற்கான எல்லா வேதி முயற்சிகளும் தவறு என்று வலியுறுத்தியது. இது மறைமுகமாக, வேதி வினைகளில் அணுக்கள் நிலவுவதையும் அவற்றின் நிறையழியாமையையும் உறுதிபடுத்தவும் செய்தது. ஆனால், எல்லா வேதித் தனிமங்களும் (அணுக்கள்) எந்த ஒரு சூழ்நிலையிலும் மாறக் கூடியவைகள் அல்ல என ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்டது, பிற்காலத்தில் அறிவியல் வளர்ச்சிக்கு ஒரு முட்டுக் கட்டையாக அமைந்துவிட்டது.

பல புதிய கண்டுபிடிப்புகள் இருந்தும், வேதி அணுக்களைப் பற்றிய பல முன்னோடிக் கருத்துக்கள் கிடைத்திருந்தும் 18 ஆம் நூற்றாண்டின் இரண்டாவது பாதியில் அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள்பற்றிய கொள்கையில் எவ்வித வளர்ச்சியும் உண்டாகவில்லை. இதன் முடிவான வளர்ச்சிக்குச் சிக்கலான பொருள்களில் தனிமங்களுக்கு இடையேயான எடை விகிதங்களை நிர்ணயிப்பதற்கான விதிகள் பற்றிய அறிவை இக்கொள்கை இதுநாள்வரை போதுமான அளவில் பெற்றில்லாமலேயே இருந்தது. இவ்விதிகள் 19 ஆம் நூற்றாண்டின் தொடக்கத்தில்தான் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன.

7. வேதியியலின் அடிப்படை விதிகள்

பிரிவு 4-ல் விவரிக்கப்பட்ட நிறையழியாமை விதியோடு வேதியியலின் அடிப்படை விதிகள் பின் வருமாறு: நிலைவிகித விதி (Law of Definite Proportions), மடங்கு விகித விதி (Law of Multiple Proportions) மற்றும் சமான எடைகளின் விதி (Law of Equivalent Weights) ஆகியவை ஆகும்.

சில தூய வேதிச் சேர்மத்தின் வெவ்வேறு மாதிரிகளை (samples) பகுத்தாய்ந்தால், நமக்கு கிடைப்பது எப்போதும் ஒரே முடிவாகத்தான் இருக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, எல்லா மாசுக்களும் நீக்கப்பட்ட கடல் நீர், ஆற்று நீர், கிணற்று நீர் மற்றும் மரம் எரிவதால் கிடைக்கும் நீர் அல்லது ஒரு சிக்கலான பொருள் சிதைவதனல் உண்டாகும் நீர் போன்று எதுவாக இருப்பினும் அந்நீரில் எப்போதும் 8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜனுடன் ஒரு பங்கு எடை ஹைட்ரஜன் தான் கூடியுள்ளது. இதனையே பிற எந்த ஒரு சிக்கலான பொருளுக்கும் கூறலாம்.



அந்தோணி லாரன்ட் லவாய்சியர்
(1743-1794)

ஒரு வேதிச் சேர்மத்தை எம்முறையில் பெற்றாலும், அதன் இயைபு எப்போதும் மாறுமலேயே உள்ளது.

இதுவே **நிலைவிகித விதி** எனப்படும்.

இவ்விதி பல்வேறு வேதிச் சேர்மங்களை திரும்பத் திரும்பப் பகுத்தாய்ந்ததன் விளைவாகத் தோன்றியதாகும். ஆனல் ஒரு வேதிச் சேர்மத்தின் இயைபைத் தொகுப்புமுறை மற்றும் பகுப்பாய்வு முறையிலும் நிர்ணயிக்கலாம். சான்ருக, நீரை மின்சாரம் கொண்டு சிதைக்கும் போது, ஒவ்வொரு பங்கு எடை ஹைட்ரஜனுக்கும் 8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜன் கிடைக்கிறது.[1] மாருக, ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனை எடையளவில் 1:8 என்ற

1 மிகவும் துல்லியமாக, ஒவ்வொரு 1·008 பங்கு எடை ஹைட்ரஜனுக்கும்

விகிதத்தில் கலந்து வெடித்தால் மீதம் எதுவும் இல்லாமல் வாயுக்கள் கூடுகின்றன. இவ்விகிதத்திற்குத் தேவையான அளவிற்கு அதிகமான அளவில் ஏதேனும் ஒரு வாயுவை எடுத்துக் கொண்டால், மிகையானது மீதமாக விடப்படுகிறது.

இதன் அடிப்படையில் நிலைவிகித விதியை பின்வருமாறும் தொகுத்து அளிக்கலாம்:

எந்த ஒரு சிக்கலான பொருளும் உண்டாகும்போது, அதன் தனிமங்கள் எப்போதும் ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையான எடை விகிதத்திலேயே கூடுகின்றன.

வேதித் தனிமங்கள் ஒன்றோடு ஒன்று கூடும் அல்லது ஒன்றை ஒன்று இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் எடைகளின் விகிதங்களைக் குறிக்கும் எண்கள் **சமான எண்கள்** (equivalents) என்றும் இவ்வெண்களுக்குரிய தனிமங்களின் எடைகள் சமான எடைகள் (equivalents weights) என்றும் கூறப்படும்.

நிலைவிகித விதியிலிருந்து ஒத்த இயைபைக் கொண்ட சேர்மங்கள் அனைத்தும் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றிருக்கும் என முடிவு கொள்வது தவறாகும். ஒத்த இயைபைப் பெற்றுள்ள பல பொருள்கள் வெவ்வேறு பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. **ஐசோமெரிசம்** என்ற இந்த இயற்பாடுபற்றி கரிமச் சேர்மங்கள் பிரிவில் விவரிக்கப்படும்.

பல தனிமங்கள் ஒன்றோடு ஒன்று எடையளவில் வெவ்வேறு விகிதங்களில் கூடி வெவ்வேறு பொருள்களை உண்டாக்கக் கூடியவைகளாக உள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, காப்பர் ஆக்ஸிஜனுடன் இரண்டு சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. ஒன்று கருப்பு நிறமுடைய 79·9% காப்பரையும், 20·1% ஆக்ஸிஜனையும் கொண்டுள்ள குப்ரிக் ஆக்ஸைடாகும்; மற்றொன்று சிவப்பு நிறமுடைய 88·8% காப்பரையும், 11·2% ஆக்ஸிஜனையும் கொண்டுள்ள குப்ரஸ் ஆக்ஸைடாகும். இது போன்றே மெர்க்குரியும் ஆக்ஸிஜனும், டின்னும் குளோரினும் வெவ்வேறு இயைபுகளைக் கொண்ட இரண்டு சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன; லெட்டும் ஆக்ஸிஜனும் நான்கு வேறுபட்ட சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன.

1803-ல் ஆங்கில வேதியியலார் ஜான் டால்டன் பொருள்களின் அமைப்பு பற்றிய அவரது அணுக்கொள்கையின் அடிப்படையில் **மடங்கு விகித விதி** என்ற பொருத்தமில்லாத பெயரில் வழங்கப்படும் பின்வரும் விதியை வருவித்தார்;

ஒரு தனிமம் வேறொரு தனிமத்துடன் கூடி ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சேர்மங்களை உண்டாக்கும்போது, ஒவ்வொரு சேர்மத்திலும் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையைக் கொண்ட ஒரு தனிமத்துடன் கூடும் பிற தனிமத்தின் வெவ்வேறு எடைகளின் விகிதம் எளிய முழு எண் விகிதமாக இருக்கும்.

ஜான் டால்டன் 1766-ல் இங்கிலாந்திலுள்ள கம்பர்லாந்தில் பிறந்தார். ஒரு ஏழை நெசவாளியின் மகனாக இருந்ததால் டால்டன் அவரது இளமைப் பருவத்திலேயே வேலை செய்வதற்காகச் சென்றார்; ஆனால் ஓய்வு நேரங்களில் எல்லாம் கணிதம், இயற்கை அறிவியல் மற்றும் இலத்தீன் ஆகியவற்றைப் படித்து வந்தார்.

1793-ல் டால்டன் மான்செஸ்டருக்கு அழைக்கப்பட்டு கல்லூரியில் கணிதம் மற்றும் இயற்கை தத்துவ பாடங்களை நடத்தும்படி கேட்டுக் கொள்ளப்பட்டார். மான்செஸ்டரில் தத்துவ ஞானிகளின் சங்கத்திற்கு செயலாளராகவும் பின்னர் தலைவராகவும் டால்டன் தேர்ந்தெடுக்கப்பட்டார்.

இயற்கை அறிவியல்களுள் டால்டனின் ஆர்வத்திற்குரியதாக இருந்தது வானியலாகும். 1787-லிருந்து சாகும்வரை (1844) தினமும் வான நிலையைப் பற்றிய கண்டறிபதிவுகளை எழுதி வந்தார். இவ்விதம் இவர் செய்த கண்டறிபதிவுகள் 200,000க்கும் குறைவு ஆகாது. வானியலில் இவர் கொண்டிருந்த ஆர்வத்தின் காரணமாக வாயுக்களின் பண்புகளைப் பற்றி இவரால் ஆய்ந்து அறிய முடிந்தது. இவர் வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள் பற்றிய விதியைக் கண்டுபிடித்தார். மேலும் அதிலிருந்து பின் தொடர்பாக, கலவையிலுள்ள ஒரு வாயுவின் கரைதிறன் அதன் பகுதி அழுத்தத்துடன் நேர்விகிதச் சமமாய் உள்ளது என வருவித்தார். 1803-லிருந்து டால்டன் வேதியியலுக்கு பயன்படுமாறு அவரது அணுக் கொள்கையை விரிவாக்கத் தொடங்கினர். மடங்கு விகித விதியைநிலைநாட்டினர்; சார்புஅணு எடைகள் பற்றியக் கருத்தைப் புகுத்தி 14 தனிமங்களைக் கொண்ட அணு எடைகளின் முதல் அட்டவணையைத் தயாரித்தார். அணுக்களைக் குறிப்பிடுவதற்கு முதன் முதலாக பல்வேறு குறியீடுகளைப் பயன்படுத்தியவரும் இவரே; பின்னர் இக்குறியீடுகள் எல்லாம் இப்போது நாம் பயன்படுத்திவரும் வேதிக்குறியீடுகளால் பதிலீடு செய்யப்பட்டன.

இம் முடிவு விரைவிலேயே சோதனை மூலம் உறுதி செய்யப்பட்டது. அக்காலத்தில் அறியப்பட்டிருந்த இரண்டு ஹைட்ரோகார்பன்களை-மீத்தேன் மற்றும் எத்திலீன்- ஆய்ந்தறிந்து இச்

சேர்மங்களில் ஒரு பங்கு எடை ஹைட்ரஜனுடன் இணைந்துள்ள கார்பனின் எடைகளின் விகிதம் 3:6 அல்லது 1 : 2 என உள்ளது என்று நிரூபித்தார்.

கார்பன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனைக் கொண்டச் சேர்மங்களிலும் டால்டன் இது போன்ற விகிதங்களையே கண்டறிந்தார்.



ஜான் டால்டன் (1766-1844)

கார்போனிக் அமில வாயுவில் (CO_2) கார்பன் மோனாக்ஸைடில் இருக்கும் கார்பனின் அளவில் பாதி அளவு இருப்பதாக (இரண்டிலும் சமஅளவு ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்திருக்கும் கார்பனின் அளவு) நிரூபிக்கப்பட்டது. இவ்வாறு டால்டனால் அறிமுறையின் படி வருவிக்கப்பட்ட முடிவுகளுடன், சோதனைகளின் முடிவுகள் ஒத்திருந்தன. பின்னர் இம் முடிவு ஸ்வீடன் வேதியியலார் பெர்ஸிலியஸ் என்பவரால் துல்லிய சோதனைகளின் வாயிலாக உறுதி செய்யப்பட்டன.

மடங்கு விகித விதியிலிருந்து இரண்டு முக்கிய முடிவுகள் பெறப்படுகின்றன :

1. ஒரே வித தனிமங்களின் வெவ்வேறு சேர்மங்கள் பொதுவாக எடையளவில் இயைபில் வேறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஒவ்வொரு பங்கு எடை ஹைட்ரஜனுடனும் மீத்தேனில் 3 பங்கு எடை கார்பனும் எத்திலீனில் 6 பங்கு எடை கார்பனும் கூடியுள்ளன. பின்னதில் கார்பனின் பங்கு முன்னதில் இருப்பதைவிட இரண்டு மடங்காக உள்ளது. எனவே, ஒத்த தனிமங்களைக் கொண்ட ஒரு வரிசையைச் சேர்ந்த தனித் தனி சேர்மங்கள் இயைபில் மடங்கு மடங்காக வரும் முறையில் வேறுபட்டுள்ளன என அறிகிறோம்.

2. கூடுகின்ற தனிமங்களின் அளவு விகிதத்தில் ஏதேனும் மாற்றம் உண்டாவது புதிய பொருளைத் தோற்றுவிக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, மீத்தேனும் எத்திலீனும் ஒத்த தனிமங்களைப் பெற்றிருந்த போதிலும் அவை பண்பில் வேறுபட்டுள்ளன; அதாவது இரண்டும் வெவ்வேறு பொருள்களாகும். இந்த வித்தி

யாசம், இயற்கையின் பொது விதிகளுள் ஒன்ருன அளவு பண்பாக மாறும் விதிக்கு ஒரு சிறந்த எடுத்துக்காட்டாகும்.

"சமான எடை" என்ற கருத்து தோன்றியதன் விளைவாக **சமான எடைகளின் விதி** என்ற விதியைத் தொகுத்து அளிப்பது எளிதாயிற்று :

தனிமங்கள் ஒன்ருேடு ஒன்று கூடும்போது அவற்றின் சமான எடைகளின் விகிதங்களில் கூடுகின்றன.

இன்றைய வரைவிலக்கணத்தின்படி, **1 பங்கு எடை ஹைட்ரஜன் அல்லது 8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜனுடன் கூட அல்லது அவற்றை சேர்மங்களிலிருந்து இடப் பெயர்ச்சி செய்யத் தேவை படும் ஒரு தனிமத்தின் எடையே அதன் சமான எடையாகும்.**

பல்வேறு சேர்மங்களை பகுத்து ஆயும்போது கிடைக்கும் புள்ளி விவரத்திலிருந்து அல்லது ஒரு தனிமம் வேருெரு தனிமத்தை இடப் பெயர்ச்சி செய்வதின் முடிவுகளிலிருந்து சமான எடைகள் பொதுவாகக் கண்டறியப்படுகின்றன. சமமான எடைகளை நிர்ணயிக்கும்போது ஆக்ஸிஜன் அல்லது ஹைட்ரஜனைக் கொண்ட சேர்மங்களிலிருந்து தொடங்கி சோதனை நிகழ்த்த வேண்டும் என்ற அவசியம் இல்லை. சமான எடைகளின் விதியைப் பயன்படுத்தி, **சமான எடை தெரிந்த ஒரு தனிமத்துடன் கூடியுள்ள வேறு ஒரு தனிமத்தின் சமான எடையை கணக்கிட்டு அறிய முடிகிறது.**

எடுத்துக்காட்டு : 3.5 கி. அயர்ன், சல்ஃபருடன் கூடி 5.5 கி. அயர்ன் சல்ஃபைடை உண்டாக்குகிறது. சல்ஃபரின் சமான எடை 16 என்ருல் அயர்னின் சமான எடையைக் கணக்கிடு.

அயர்ன் சல்ஃபைடில் 3.5 பங்கு எடை இரும்புடன் 2 பங்கு எடை (5.5—3.5 = 2). சல்ஃபர் கூடியுள்ளது என இங்கு கொடுக்கப் பட்ட புள்ளி விவரத்திலிருந்து அறியப்படுகிறது. இரும்பினுடைய சமான எடை என்பது ஒரு சமான எடை சல்ஃபருடன் கூடியிருக்க கூடிய எடையாக இருப்பதால்,

$$\text{இரும்பின் சமான எடை} = \frac{3.5 \times 16}{2} = 28$$

ஒத்த தனிமங்களே வெவ்வேறு எடை விகிதங்களில் கூடி வெவ்வேறு சேர்மங்களை உண்டாக்குவதால், ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை, கணக்கிடுவதற்காக எடுத்துக் கொண்ட சேர்மத்தைப் பொருத்து பல்வேறு மதிப்புகளைப் பெற்றிருக்

கலாம். ஆனால், இவை எல்லாவற்றிலும் ஒரே தனிமத்தின் சமான எடைகள் சிறிய முழு எண்கள் விகிதத்திலேயே காணப் படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, கார்பனின் சமான எடைகள் அதன் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களின் இயைபிலிருந்து கணக்கிட்ட படி 3 மற்றும் 6 ஆக உள்ளன; இது 1:2 என்ற விகிதத்தில் உள்ளது.

சமான எடைகளைப் பற்றியக் கருத்து சிக்கலான பொருள் களுக்கும் பொருந்தும் வகையில் விரிவாக்கப்பட்டுள்ளது.

ஒரு சிக்கலானப் பொருளின் சமான எடை என்பது மீதம் ஏதும் இல்லாமல் 1 சமான எடை ஹைட்ரஜனுடன் (1 பங்கு எடை) அல்லது ஆக்ஸிஜனுடன் (8 பங்கு எடை) அல்லது பொது வாக எந்தப் பொருளாக இருப்பினும் அதன் ஒரு சமான எடை யுடன் கூடும் எடை ஆகும்.

எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜனை நன்கு சூடு செய்யப்பட்ட குப்ரிக் ஆக்ஸைடு மீது செலுத்தினால், 1 கி. ஹைட்ரஜன் 40 கி. குப்ரிக் ஆக்ஸைடை ஒடுக்குகிறது. பின்னதாகக் குறிப்பிட்ட எண் குப்ரிக் ஆக்ஸைடின் சமான எடையாகும். சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் சமான எடை 49 ஆகும்; ஏனெனில் 49 பங்கு எடை சல்ஃபூரிக் அமிலம் மீதம் ஏதும் இல்லாமல் ஒரு சமான எடை மக்னீசியம், சிங்க் மற்றும் பிற உலோகங்களுடன் வினைபுரிகிறது. ஒவ்வொரு 40 பங்கு எடை குப்ரிக் ஆக்ஸைடுக்கும் 49 பங்கு எடை சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை எடுத்துக்கொண்டால், இவை இரண்டும் மீதம் ஏதும் இல்லாமல் வினைபுரிகின்றன.

8. டால்டனின் அணுக் கொள்கை வளர்ச்சி. வேதியியலில் அணு எடைகள் புகுத்தப்படுதல் :

தனிமங்கள் கூடுவதை நிர்ணயிக்கும் விதிகளின் கண்டுபிடிப்பு அணுக்கொள்கையின் அளவுசார் கருத்தை வளர்ப்பதற்கும் லோமனேசோவின் காலத்தில் அறியப்படாமல் இருந்த பல வேதிக் கருத்துக்களை அணுக் கொள்கையின் அடிப்படையில் விளக்குவதற்கும் டால்டனுக்கு வழிகாட்டிற்று.

டால்டனின் முக்கியக் கருத்துக்கள் பின்வருமாறு:

1. எல்லாப் பொருள்களும் மிக நுண்ணிய துகள்களால்—அணுக்களால் ஆனவை. இவை கவர்ச்சி விசைக் காரணமாக ஒருங்கிணைந்து காணப்படுகின்றன.

2. ஒவ்வொரு பொருளும் அதற்குரிய வகை அணுக்களைப் பெற்றுள்ளது. எளிய பொருள்கள் எளிய பிளவாத அணுக்களைப் பெற்றுள்ளன; சிக்கலான பொருள்கள், வினையின்போது எளிய பொருள்களின் அணுக்களாக பிளவுபடக்கூடிய **சிக்கலான** அணுக்களைக்கொண்டுள்ளன.

3. ஒரே பொருளின் எல்லா அணுக்களும் பருமன் மற்றும் எடை (நிறை) ஆகியவற்றில் ஒத்திருக்கின்றன.[1] ஆனால் பிற எளிய அல்லது கூட்டுப்பொருளின் அணுக்களிலிருந்து வேறு பட்டிருக்கும். ஒரு கூட்டு அணுவின் எடை அது பெற்றுள்ள எளிய அணுக்களின் மொத்த எடைகளுக்குச் சமமாக இருக்கும்.

4. சிக்கலான பொருள்கள் உண்டாகும்போது, எளிய அணுக்கள் சிறிய எண்ணிக்கையில் கூடுவதால் கூட்டுச் சேர்ம அணுக்கள் உண்டாகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, அணுக்கள் A மற்றும் அணுக்கள் B-ஐ கொண்ட இரு எளிய பொருள்கள் பின்வரும் இயைபில் சிக்கலான பொருள்களை உண்டாக்கலாம்: A+B அல்லது 2 A+B அல்லது A+2 B மற்றும் பல. ஒரேவித மான இரண்டு தனிமங்களிலிருந்து பல்வேறு சேர்மங்கள் உண்டாவதை இது விளக்குகிறது.

பொருளின் அமைப்புப் பற்றிய லோமனோசோவ் மற்றும் டால்டனின் கருத்துக்களை ஒப்பிட்டால், லோமனோசோவின் பொதுக்கருத்துக்கள் இன்றைய நாளில் வேதியியலில் ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்டுள்ள அறிமுறை கருத்துக்களுடன் பெரும்பாலும் நெருங்கிக் காணப்படுவது தெரியவருகிறது. எனவே, டால்டன் எளிய மற்றும் சிக்கலான அணுக்களுக்கு இடையேயான பண்பளவு வேறுபாட்டைக் கவனிக்கவில்லை என அறிகிறோம். டால்டனின் கருத்துப்படி சிக்கலான அணு என்பது (மூலக்கூறு) எளிய அணுக்களின் சாதாரண கூடுதலேயாகும்; லோமனோசோவ் கருதியதுபோன்று ஒரு புதிய பண்புடைய பொருள் உண்டாவது அல்ல. மேலும், எளிய பொருள்கள் மூலக்கூறுகள் அல்லது சிக்கலான அணுக்களைக் கொண்டிருக்கலாம் என்ற அனுமானத்தை டால்டன் தீவிரமாக எதிர்த்து வந்தார். டால்டனின் கருத்துப்படி அணு இயக்கத்திற்கு காரணம் தெர்மோஜென் ஆகும்; அணுக்கள் அவைகளாக இயக்கத்தைப் பெற்றிருக்கவில்லை என்பது அவரது கருத்தாகும்.

[1] சமீபகாலம் வரை "எடை" மற்றும் "நிறை" ஆகியவற்றை சரியாக வேறு படுத்தி காணமல் ஒரே பொருளில் பயன்படுத்தப்பட்டது.

டால்டனின் அணுக்கொள்கை ஓரளவிற்கு வரம்பிற்கு உட்பட்டதாக இருந்தபோதிலும், அவரது அணுக்கோட்பாடுகள் மற்றும் அச்சமயத்தில் அறியப்பட்டிருந்த பொருள்களின் அளவறி இயைபு பற்றிய விவரங்கள், வேதியியலில் தனிமத்தின் அணு எடை பற்றிய கருத்து புகுத்தப்படுவதற்கு அடிப்படையாக அமைந்தன.

பொருளின் அமைப்புப் பற்றிய தன்னுடைய கருத்தை தொகுத்தளித்த டால்டன் தனித்தனி தனிமங்களினுடைய அணுக்களின் எடைகளை நிர்ணயிக்கும் முயற்சியை மேற்கொண்டார். அணுக்களின் உண்மையான எடைகள் மிகமிகச் சிறியவைகளாக இருப்பதைக் கவனத்தில்கொண்ட டால்டன் அணுக்களிலேயே மிகவும் இலேசான ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடையை ஒரு அலகு என வைத்துக்கொண்டு **சார்பு அணு எடைகளை (Relative atomic weights)** நிர்ணயிக்க முடிவு செய்தார்.

இவ்வாறு, ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையை எடுத்துக்கொண்டு அணுவின் எடைக்கும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடைக்கும் இடையே உள்ள விகிதம் என வரையறுத்தார்.

அணு எடை நிர்ணயிக்கப்பட வேண்டிய தனிமம் மற்றும் ஹைட்ரஜனைக்கொண்ட, ஒரு சிக்கலான சேர்மத்தின் பகுப்பாய்வின் முடிவுகளிலிருந்து டால்டன் அணு எடைகளை நிர்ணயித்தார். இதுபோன்ற ஒரு பொருளில் உள்ள, அறியப்படாத ஒரு தனிமத்தின் எடை அது அதிலுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் எந்த எடை விகிதத்தில் இணைந்து காணப்படுகிறது என்பதைப் பொருத்து அமைகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, நீரில் ஆக்ஸிஜனுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் இடையேயுள்ள எடை விகிதம் 8 : 1 ஆகும்; எனவே சிக்கலான நீர் அணுவில் ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களுக்கு இடையேயான எடைகளும் இதே விகிதத்தில்தான் இருக்கவேண்டும். ஆனால், ஆக்ஸிஜனின் அணு எடையை கணக்கிட சிக்கலான நீர் அணுவில் எத்தனை ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் மற்றும் எத்தனை ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன என்று தெரிந்திருக்கவேண்டும். உண்மையில் சிக்கலான நீர் அணுவில் ஹைட்ரஜன் அணு ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவுடன் கூடியிருப்பின் ஆக்ஸிஜன் அணுவின் எடை 8 ஆக இருக்கும். ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் அணுவுடனும் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் கூடியிருப்பின் ஆக்ஸிஜன் அணுவின் எடை 4 ஆக இருக்கும்; மாறாக, ஒவ்வொரு ஆக்ஸிஜன் அணுவுடனும் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் கூடியிருப்பின், ஆக்ஸிஜன் அணுவின்

எடை 16 ஆக இருக்கும். இந்த வினுவிற்கு விடைகாண எவ்வித புள்ளி விவரங்களையும் பெற்றில்லாத நிலையில் டால்டன் நீரின் அணுவில் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவும் ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவும் உள்ளன என்ற எளிய அனுமானத்தை மேற்கொண்டார்; இது ஆக்ஸிஜன் அணுவின் எடையை 8 என (இம்மதிப்பு வேதியியலில் நீண்டநாளாக ஏற்றுக்கொள்ளப்பட்டு வந்தது) மேற்கொள்ளச் செய்தது. இவ்வாறு ஒரு தனிமத்தின் அணு எடை அதன் சமான எடையாக கண்டறியப்பட்டது. ஆனுல் இது பல புதிய சிரமங்களைத் தோற்றுவித்தது. எடுத்துக்காட்டாக, பகுப்பாய்வு மூலம் அம்மோனியாவில் ஒவ்வொரு பங்கு எடை ஹைட்ரஜனுடனும் $4\frac{2}{3}$பங்கு எடை நைட்ரஜன் கூடியிருப்பதாக நிரூபிக்கப்பட்டது. இது போன்றே நைட்ரிக் ஆக்ஸைடில் 8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜனுடன் 7 பங்கு நைட்ரஜன் கூடியிருப்பதாகக் கண்டறியப்பட்டது. அம்மோனியாவின் இயைபின் அடிப்படையில் நைட்ரஜனுடைய அணு எடையை $4\frac{2}{3}$ எனக்கொண்டால், நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் சிக்கலான அணுவில் 8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜன் $1\frac{1}{2}$ நைட்ரஜன் அணுக்களுடன் கூடியிருக்கிறது எனக் கருதிக்கொள்ள வேண்டியிருக்கிறது [$4\frac{2}{3} + 2\frac{1}{3} = 7$ பங்கு எடை); அதாவது நைட்ரஜன் அணுவை இரண்டாகப் பகுக்கலாம் என்பதாகும்.

பல்வேறு சமான எடைகளைக் கொண்டு தனிமங்களின் அணு எடைகளை நிர்ணயிக்கும் போது, அவற்றுள் எவை அணு எடையைக் குறிப்பன என்ற முடிவை மேற்கொள்வதில் சிரமங்கள் தோன்றின.

இவையெல்லாம் ஒரு வேதி சேர்மத்தின் சிக்கலான அணுவிலுள்ள எளிய அணுக்களின் எண்ணிக்கையை நிர்ணயிக்கவும் அவற்றின் உண்மையான அணு எடைகளை உறுதிப்படுத்தவும் போதுமான அளவில் அணுக்கோட்பாடுகள் இல்லை என்பதனையே காட்டிற்று.

இச்சிரமங்கள் எல்லாம், தனித்து இயங்கும் தன்மைக் கொண்ட மூலக்கூறுகள் எனப்படும் பொருளின் சிறிய துகள்கள் பற்றிய கருத்து தோன்றி அது அணுக்கோட்பாட்டிற்குத் துணையாக அமைந்த பின்னரே நீக்கப்பட்டன.

9. வாயுப்பொருள்களின் வினைபுரியும் கன அளவுகள்

வாயுக்களிடையே நிகழும் வினைகளைப்பற்றி அளவறி முறையில் முதன் முதலாக ஆராய்ந்தறிந்தவர் வாயுக்களின் வெப்ப விரிவு விதியை உருவாக்கிய பிரஞ்சு அறிவியலார்

கே-லூசாக் ஆவர். இவர் 1804-லிருந்து 1808 வரை வினையில் பங்கு பெறும் வாயுப் பொருள்களின் கன அளவுகளையும் விளையும் பொருள்களின் கன அளவுகளையும் அளந்து பார்த்து அதன் விளைவாக **கூடும் கன அளவுகள் விதி** (Law of Combining volumes) என்ற ஒரு விதியை தொகுத்தளித்தார். இது கே-லூசாக் "வேதி" விதி எனப்படும்.

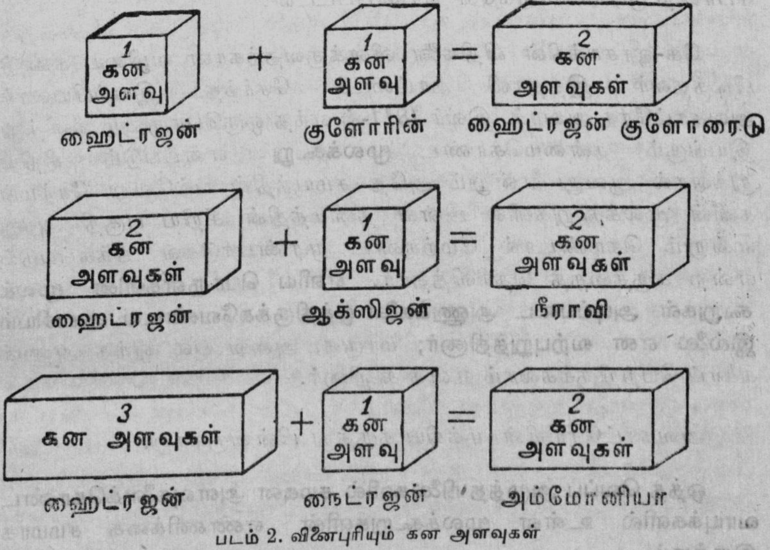
வினை புரியும் வாயுக்களின் கன அளவுகள் ஒன்றோடொன்று எப்போதும் ஒரு சிறிய முழு எண்களின் விகிதமாக உள்ளன; இக்கன அளவுகள் விளையும் வாயு நிலைப்பொருள்களுடனும் சிறிய முழு எண்களின் விகிதத்தில் தொடர்பு பட்டு உள்ளன.

வினையில் பங்குபெறும் எல்லா வாயுக்களின் கன அளவுகளும் ஒத்த வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் அளக்கப்பட்டிருக்க வேண்டும் என எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. கே-லூசாக் விதியை சரி பார்க்க வாயு நிலைப்பொருள்களிடையே நிகழும் சில வினைகளைக் கவனிப்போம். நீரை மின்சாரம் கொண்டு சிதைக்கும்போது விடுவிக்கப்படும் ஹைட்ரஜனின் கன அளவு ஆக்ஸிஜனைப்போல இரு மடங்காக உள்ளது என்பதை நாம் அறிவோம். இவ்வாயுக்களை மீதம் இல்லாமல் நீரா்க மாற்ற இதே விகிதத்தில் அதாவது 2:1 என்ற விகிதத்தில் கலக்கவேண்டியுள்ளது. இவை உண்டாக்கும் நீர் ஆவியின் கன அளவு எடுத்துக்கொண்ட வாயுக் கலவையின் கன அளவில் 2/3 பங்குக்குச் சமமாக உள்ளது; அதாவது, இரண்டு கன அளவுகள் ஹைட்ரஜனும் ஒரு கன அளவு ஆக்ஸிஜனும் கூடி ஆக மூன்று கன அளவுகள் வாயு இரண்டு கன அளவுகள் நீர் ஆவியை உண்டாக்குகின்றன. இவ்வாறு, ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் பங்கு பெறும் வினையில் இவற்றின் கன அளவுகள் மற்றும் விளையும் நீர் ஆவியின் கன அளவிற்கும் இடையே காணப்படும் விகிதம் மிக எளிய விகிதமாக உள்ளது.

இனி நன்கு அறியப்பட்ட வாயுநிலைப் பொருள்களுக்கிடையே நிகழும் வேறொரு வினையை எடுத்துக் கொள்வோம். குளோரினையும் ஹைட்ரஜனையும் சமகன அளவுகளில் கலந்து கலவையின் ஊடே மின் வில்லை (electric arc) செலுத்தினாலோ அல்லது கலவையை பிரகாசமான சூரிய ஒளி படும்படி வைத்தாலோ வெடித்தல் உண்டாகி ஹைட்ரஜன் குளோரைடு என்ற ஒரு புதிய வாயு நிலைப் பொருள் உண்டாகிறது. வாயுக்களின் கன அளவுகளின் விகிதம் 1:1 என்றிருப்பின் அவை மீதம் ஏதும் இல்லாமல் வினைபுரிந்து சரியாக இரண்டு கன அளவுகள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடை உண்டாக்குகின்றன.

நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜனுடன் கூடி அம்மோனியா உண்டாகும் போதும் இது போன்ற சீர்மையே கண்டறியப்படுகிறது. ஒரு கன அளவு நைட்ரஜன் மூன்று கன அளவுகள் ஹைட்ரஜனுடன் கூடி சரியாக இரண்டு கன அன்வுகள் அம்மோனியாவை உண்டாக்குகின்றன.

இவையெல்லாம் படம் 2-ன் வாயிலாக நன்கு விளக்கப் பட்டுள்ளது.



படம் 2. வினைபுரியும் கன அளவுகள்

10. அவகாட்ரோவின் விதி

கே-லூசாக்கின் ஆய்வுகள் வேதியியலாரின் பொதுக் கவனத்தை கவர்ந்தது. வினைபுரியும் வாயுக்களின் சில அடிப் படைப் பண்பைத் தெரிவிப்பதாக இருந்தது; மற்றொன்று வாயுக்களை வெப்ப அழுத்த மாற்றங்களுக்கு உட்படுத்தும்போது அவை ஒத்த முறையில் செயல்படுவதாகும். பெர்ஸிலியஸின் கருத்துப்படி, இப்பண்பிற்குக் காரணம் ஒத்த சூழ்நிலைகளில் சமகன அளவுகளைக்கொண்ட வாயுக்கள் சம எண்ணிக்கையில் அணுக்களைப் பெற்றிருப்பதாகும். எனவே, வாயுவின் எடையை அதே கனஅளவு கொண்ட ஹைட்ரஜனின் எடையுடன் ஒப்பிடு வதன் மூலம் வாயுக்களின் அணு எடைகளை நிர்ணயிக்க முடியும் எனத் தோன்றிற்று. இருப்பினும், இந்த அனுமானம் பல முரண் பாடுகளின் எதிர்ப்புக்கு உள்ளாகியது. உண்மையில், சமகன அளவுகளில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை சமமாக இருப்பின், ஒரு கனஅளவு குளோரின் மற்றும் ஒரு கன அளவு

ஹைட்ரஜன், எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு கனஅளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடுக்கு அதிகமான கனஅளவைக் கொடுக்கமுடியாது; ஏனெனில் ஹைட்ரஜன்குளோரைடு அணு குறைந்தது ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவையும் ஒரு குளோரின் அணுவையும் பெற்றிருக்கவேண்டும். மேலும், கே-லூசாக்கின் சோதனைகளில் 2 கன அளவுகள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடுகள் பெறப்பட்டன. வாயுக்களிடையே நிகழும் பிறவினைகளை நோக்கியபோதும் இது போன்ற முரண்பாடுகளே காணப்பட்டன.

கே-லூசாக்கின் விதிகளை விளக்குவதற்கான வழியை கண்டு பிடித்தவர் இத்தாலி நாட்டைச் சேர்ந்த இயற்பியலார் அவகாட்ரோ ஆவார். இவர் 1811-ல் எந்த ஒருபொருளும் தனித்து இயங்கும் தன்மைகொண்ட **மூலக்கூறு** எனப்படும் சிறிய துகளால் ஆனது என்றும் அதே சமயத்தில் பல்வேறு சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகளில் உள்ள தனிமத்தின் சிறிய பகுதி அணு என்றும் கொண்டால் மேற்கண்ட முரண்பாடுகள் நீக்கப்படும் என்ற கருத்தைத் தெரிவித்தார். **எளிய பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் அடிப்படை அணுக்களை ஒத்திருக்கவேண்டிய அவசியம் இல்லை என வற்புறுத்தினர்;** மாறாக, அவை பல ஒத்த அணுக்களைப் பெற்றிருக்கலாம் எனக் கூறினர்.

அவகாட்ரோவின் முக்கிய கருத்து பின்வருமாறு:

ஒத்த வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் சமகன அளவுகளைக்கொண்ட வாயுக்களில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை சமமாக இருக்கும்.

அவகாட்ரோவின் கோட்பாடு, வினைபுரியும் மற்றும் விளைந்த வாயுக்களின் கன அளவுகளுக்கு இடையே காணப்படும் எளிய விகிதங்களை விளக்கியதோடு எளிய மற்றும் சிக்கலான வாயுக்களின் மூலக்கூறுகளிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையைப் பற்றிய முடிவை மேற்கொள்வதற்கும் மற்றும் உண்மையான அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கும் வழி வகுத்தது.

11. மூலக்கூறு கொள்கையின் வெற்றி

எளிய பொருள்களின் மூலக்கூறு அமைப்புப் பற்றிய கருத்து உடனடியாக எவ்வகையிலும் வரவேற்கப்படவில்லை. இக்கருத்தை அச்சமயத்தில் வேதியியலில் தனிச் செல்வாக்குப் பெற்றிருந்த டால்டன் மற்றும் பெர்ஸிலியஸ் எதிர்த்தார்கள்; இவர்கள் மூலக்கூறுகள் ஒத்த அணுக்களைப் பெற்றிருக்கக்கூடும் என்ற கருத்தை, பிடிவாதமாக ஏற்றுக்கொள்ளவில்லை.

19-ஆம் நூற்றுண்டின் நாற்பதுக்கும் மேலான ஆண்டுகளின் பிற்பகுதி வரை அவகாட்ரோவின் கோட்பாடு வேதியியலில் பிடித்தம் கொள்ளாமலேயே இருந்தது. ஆனல் முடிவாக 60-69 வரை உள்ள ஆண்டுகளில் அவகாட்ரோவின் நாட்டைச் சேர்ந்த கென்னிஸாரோவின் பணியின் காரணமாக இக்கோட்பாட்டின் உண்மை தெரியவந்தது. 1858-ல் கென்னிஸாரோ வேதி மெய் விளக்கப் படிப்பின் சுருக்கம் என்ற ஒரு சிறிய நூலை வெளியிட்டார். இந்நூலில், அவகாட்ரோவின் மூலக்கூறுகள் பற்றிய கருத்துக்களிலிருந்து தொடங்கி, வேதியியலின் அடிப்படைக் கருத்துக்களை பற்றிய தமது கருத்துக்களை மிகவும் தெளிவான முறையில் தெரிவித்து மூலக்கூறு மற்றும் அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கான முறைகளைக் குறிப்பிட்டிருக்கிறுர். இம்முறைகள் இவ்வெடைகளைத் தேர்ந்தெடுப்பதற்கான எல்லாவகைச் சார்பு முறைகளையும் தவிர்த்தன. கென்னிஸாரோ தமது சிறிய நூலை ஐரோப்பாவின் பல புகழ்பெற்ற வேதியியலார்களுக்கு அனுப்பி வைத்தார். அவர்களுள் சிலரின் முயற்சி காரணமாக இரண்டு ஆண்டுகளுக்குப் பிறகு (1860-ல்) வேதியியலின் புதிய சிக்கலான பொருள்களைப் பற்றி விவாதிக்க வேதியியலார்கள் அடங்கிய அகில உலகக் குழு ஒன்று கார்ல்ஸ்ரச்சில் கூட்டப்பட்டது. இங்கு கென்னிஸாரோவின் கருத்துக்கள் பொதுவாக ஏற்றுக்கொள்ளப் பட்டன. அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயான வேற்றுமை பற்றிய முக்கிய கேள்விக்கு இவை இரண்டையும் இனி வேறுபடுத்திக் காட்டவேண்டும் என்ற முடிவு மேற்கொள்ளப் பட்டது. குழு பின்கண்ட வரைவிலக்கணங்களை தொகுத்தது:

தனித்து இயங்கும் தன்மையுடைய, பிளவு அடையும்போது பொருளில் முக்கிய பண்புகளை இழக்காமல் இருக்கக்கூடிய தன்மையைப் பெற்றுள்ள ஒரு பொருளின் மிக நுண்ணிய துகளுக்கு, மூலக்கூறு என்று பெயர்.

அணு என்பது ஒரு எளிய அல்லது சிக்கலான பொருளின் மூலக்கூறிலுள்ள ஒரு தனிமத்தின் மிகச் சிறிய துகளாகும். [1]

தற்போது, சம கன அளவுகளைக் கொண்ட வாயுக்களில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை சமமாக உள்ளது என்ற

[1] தற்போது இந்த வரைவிலக்கணங்கள் மிகவும் விரிவானவை எனக் கருதமுடியாது. வாசகருக்கு, அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் பற்றிய முழுமையான கருத்து அவற்றின் அமைப்புப்பற்றி படித்த பிறகு தான் கிடைக்கும்.

அவகாட்ரோவின் கருத்தை ஒரு விதியாக ஏற்றுக் கொள்ளும் அளவிற்கு இயற்பியல் மற்றும் வேதியியலில் உறுதி செய்யப் பட்டுள்ளது.

12. மூலக்கூறு கொள்கையும் வேதித் தனிமங்களும்

அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் பற்றிய கொள்கை வேதியியலில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்த வேதித் தனிமம் பற்றிய கருத்துக்களை மிகவும் தெளிவான முறையில் எடுத்துக் கூறுவதாக அமைந்தது.

"தனிமம்" என்ற சொல் எளிய பொருள்களை அதாவது வேதி முறைகளினுல் சிதைக்க முடியாத பொருள்களைக் குறிப்பிடுவதற்காக பாயில் என்பவரால் வேதியியலில் புகுத்தப்பட்டதாகும். நீண்ட நாட்களாக இவ்விரண்டு கருத்துக்களும் சமானமானவை என்றே கருதப்பட்டு வந்தது.

ஒரு எளிய பொருளை (simple body) ஒரு தனிப்பட்ட ஒரு படித்தான பொருள் என்று குறிப்பிடுவதையும் அதே எளிய பொருளை சிக்கலான பொருள்களில் உள்ள ஒரு பகுதி அல்லது தனிமம் என்று குறிப்பிடுவதையும் தெளிவாக வேறுபடுத்திக் காட்ட வேண்டிய அவசியத்தை முதலில் வலியுறுத்திய வேதியியலார்களுள் D. மெண்டலீஃப்வும் ஒருவராவர்.

உண்மையில், ஒரு எளிய பொருள் ஒரு குறிப்பிட்ட இயற்பு மற்றும் வேதிப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது; ஆனல் அது பிற பொருளுடன் கூடும்போது அதன் பண்புகளில் பெரும்பாலானவற்றை இழந்து விடுகிறது. எடுத்துக் காட்டாக, அயர்ன் சல்ஃபருடன் கூடும்போது அதன் உலோகப் பொலிவு, வளைந்து கொடுக்கிற தன்மை, காந்தப் பண்புகள் ஆகியவற்றை இழந்து விடுகிறது. எனவே, அயர்ன் சல்ஃபைடு இரும்பை அப்படியே இரும்பாகப் பெற்றிருக்கவில்லை எனக் கூறுகிறோம். ஆனல் வேதி வினைகளின் மூலம் அயர்ன் சல்ஃபைடிலிருந்து உலோக இரும்பை மீண்டும் பெற முடிவதால், வேதியியலார் உலோக இரும்பை உண்டாக்கும் பொருள் என்ற பொருளில் அயர்ன் சல்ஃபைடு இரும்பு **தனிமத்தைப்** பெற்றுள்ளது எனக் கூறுகின்றனர். இரும்பைப் போலவே, சல்ஃபரும் அயர்ன் சல்ஃபைடில் நொறுங்கும் தன்மை கொண்ட மஞ்சள் நிற எரியும் பொருளாக இருப்பதில்லை; ஆனல் **தனிம** சல்ஃபர் வடிவில் உள்ளது. இது

போன்றே, நீரில் அடங்கியுள்ள ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் அவற்றிற்குரிய பண்புகளைக் கொண்ட வாயுநிலை ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் அல்ல; ஆனால் **தனிம** ஹைட்ரஜன் மற்றும் **தனிம** ஆக்ஸிஜனாகும். இவற்றின் "**தனி** நிலையில்" இத் தனிமங்கள் எளிய பொருள்களாக உள்ளன.

கடந்த நூற்றாண்டின் அறுபதாவது **(60-69)** ஆண்டுகளில் கென்னிஸாரோவின் கருத்துக்கள் வேதியியலார்களிடையே வேரூன்றிய சமயத்தில் எளியப் பொருள் மற்றும் வேதித் தனிமம் மூலக்கூறு மற்றும் அணுவுடன் ஒப்பிடப்பட்டன. ஒரு எளிய பொருள் என்பது மூலக்கூறுகளைக் கொண்டது; ஆனால் வேதித் தனிமம் அணுக்களைக் கொண்டது. அடுத்து, வேதித் தனிமத்தை படிப் படியாக மூலக்கூறுகளில் நிலவியிருக்கும் மற்றும் தனிமத்தின் எல்லாப் பண்புகளையும் கொண்ட தனிமத்தின் நுண்ணிய துகளாகக் கருதினார்கள். எனவே, அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறு களின் கொள்கையின் படி, **ஒரு வேதித் தனிமம் என்பது ஒரு குறிப் பிட்ட பண்புகளைக்கொண்ட அணுக்களின் ஓரினமாகும்.** ஒவ்வொரு தனித்தனி அணுவும் ஒரு வேதித் தனிமமாகும்; ஆனால் அணுக் களின் எந்த ஒரு சேர்க்கையும் தனிமமாகாது; ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் கூடினால் எளிய பொருள்கள் உண்டாகின்றன; வெவ் வேறு தனிமங்கள் கூடும்போது எளிய பொருள்களின் ஒரு கலவையோ அல்லது ஒரு சிக்கலான பொருளோ உண்டாகிறது.

ஓர் எளிய பொருளுக்கும் ஒரு தனிமத்திற்கும் இடையேயான வேற்றுமை ஒத்த தனிமத்தைக் கொண்ட வெவ்வேறு எளிய பொருள்களைப் பற்றி படிக்கும்போது தெளிவாகும்.

எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு துண்டு பாஸ்ஃபரத்தை எடுத்துக் கொள்வோம். இது ஒரு வெண்மையான அரைகுறையாக ஒளி ஊடுருவிச் செல்கின்ற மிகவும் நச்சுத் தன்மையுடைய பொருள்; உருகு நிலை 44.2°C. இது இருட்டில் ஒளிரும் தன்மையது; காற்றில் தானாகத் தீப்பிடித்து எரியும்; இக் காரணத்தினால் இது எப்போதும் நீரின் அடியில் வைத்து பாதுகாக்கப்படுகிறது. பாஸ்ஃபரஸ் ஒரு எளிய பொருள்; இதனை பிற பொருள்களாகச் சிதைக்க முடியாது. இருப்பினும், பாஸ்ஃபரத்தை காற்று இல்லாத சூழ்நிலையில் பெரிதும் அதன் கொதி நிலைக்குச் சூடு செய்தால் சிறிது நேரம் கழித்து அதன் பண்புகளில் மாற்றம் தோன்றுகிறது. இது சிவந்த ஊதா நிறத்தைப் பெறுகிறது; இருட்டில் ஒளிருவது இல்லை; நச்சுத் தன்மையை இழக்கிறது; காற்றில் தானாகத் தீப் பிடித்து எரிவது இல்லை; மேலும் இப்பண்புகள் வெப்பம் தருவது

நீக்கிய பின்பும் மறைவதில்லை. எனவே, ஒரு பொருள் வேறொரு பொருளாக மாறுவதில் ஐயம் ஏதும் இல்லை; ஆனால் இது ஒரு தனித் தன்மை வாய்ந்த மாற்றமாகும்: தொடக்கப் பொருள் சிதைந்து விடவில்லை; அத்துடன் வேறு பொருள் எதுவும் கூடவும் இல்லை. இவை, தொடக்கப் பொருள் மற்றும் சூடு செய்ததால் கிடைத்த பொருள் ஆகிய இரண்டையும் தனி நிலையில் பாஸ்பரஸ் என்ற ஒரே பொருளின் இருவித வடிவங்கள் எனக் கருதும்படிச் செய்கின்றன. முன்னது வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் எனப்படும்; பின்னது சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் எனப்படும்.

வெள்ளை மற்றும் சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் உண்மையில் ஒரே தனிமத்தின் வெவ்வேறு வடிவங்கள் என்பதற்கும், அவை ஒரே வகை அணுக்களைப் பெற்றுள்ளன என்பதற்கும் சிறந்த நிரூபண மாக இருப்பது அவை ஆக்ஸிஜனுடன் செயல்படும் விதமாகும். ஆக்ஸிஜனில் சூடுசெய்யும் போது வெள்ளை மற்றும் சிவப்பு ஆகிய இரு பாஸ்ஃபரஸ்களும் அதனுடன் கூடி பாஸ்ஃபாரிக் நீரிலி என்ற ஒரே பொருளை உண்டாக்குகின்றன. எனவே, பாஸ்ஃபரஸ் தனிம நிலையில் இரண்டு எளிய பொருள்களாக நிலவியிருக்க முடியும்.

பாஸ்பரத்தைப் போலவே பல வெவ்வேறு பொருள்களாக நிலவியிருக்கக் கூடிய பல தனிமங்கள் உள்ளன. எடுத்துக் காட்டாக, நன்கு அறியப்பட்ட கரி, கிராஃபைட், வைரம் ஆகிய எளிய பொருள்கள் பண்புகளில் பரந்த வேற்றுமை கொண்ட தனிம கார்பனின் வெவ்வேறு வடிவங்களாகும். வேறு எந்த ஒரு எளிய பொருளுடன் கூடும்போதும் இவை எல்லாம் ஒத்த சிக்கலான பொருளையே உண்டாக்குகின்றன; எடுத்துக்காட்டாக இவை ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும்போது கிடைப்பது கார்பன் டை ஆக்ஸைடு என்ற ஒரே பொருள்தான்.

ஒரு வேதித் தனிமம் பல்வேறு எளிய பொருள்களாக நிலவி யிருத்தலை **புற வேற்றுமை (allotropy)** என்கிறோம். ஒரே தனிமத் தினால் உண்டாக்கப்படும் எளிய பொருள்கள் **புறவேற்றுருவங்கள்** (allotropic modifications), எனப்படும்.

மூலக்கூறிலுள்ள ஒத்த அணுக்களின் எண்ணிக்கை அல்லது அமைப்பு முறையில் ஏதேனும் மாற்றம் உண்டானால் வேறான பண்புகளைக் கொண்ட ஒரு புதிய பொருள் உண்டாகிறது. ஒரு மூலக்கூறு என்பது அதில் அடங்கியுள்ள அணுக்களின் கூட்டுத் தொகை என்பது மட்டும் அல்ல. எனவே ஒரு சிக்கலான பொருளின் பண்புகள் அதில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களினுடைய

பண்புகளின் எளிய கூட்டுத் தொகை ஆகாது. **அணுக்கள் வேதி முறையில் கூடும் போது, அவை சிறிதேனும் மாருமல் இருப்ப தில்லை: ஆனல் வெவ்வேறு மூலக்கூறுகளில் ஒத்த அணுக்களே வேறுபட்ட நிலைகளில் இருக்கிறபடியால் ஒன்றை ஒன்று ஓரளவிற்குப்** பாதிக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, இரும்பு சல்ஃபைடில் உள்ள சல்ஃபர் மற்றும் இரும்பினுடைய நிலை எளிய பொருள்களான சல்ஃபர் மற்றும் இரும்பின் நிலையிலிருந்து வேறுபட்டிருக்கிறது.

13. உலககோளத்தில் தனிமங்கள் காணப்படும் சதவிகிதம்

கோளத்தில் காணப்படும் வெவ்வேறு தனிமங்களின் அளவுகள் மிகவும் வேறுபட்டுள்ளன. பூமியின் மேலோட்டில் இவை காணப்படும் விதத்தைப்பற்றிப் படிப்பது புவி வேதியியல் என்றழைக்கப்படும் அறிவியலின் ஒருதனிக் கிளையினுள் அடங்கும். இது சோவியத் அறிவியலார்கள் V. வெர்னட்ஸ்கி மற்றும் A. ஃபெர்ஸ்மேன் ஆகியவர்களின் பணிகளால் அமைக்கப்பட்ட தாகும்.[1]

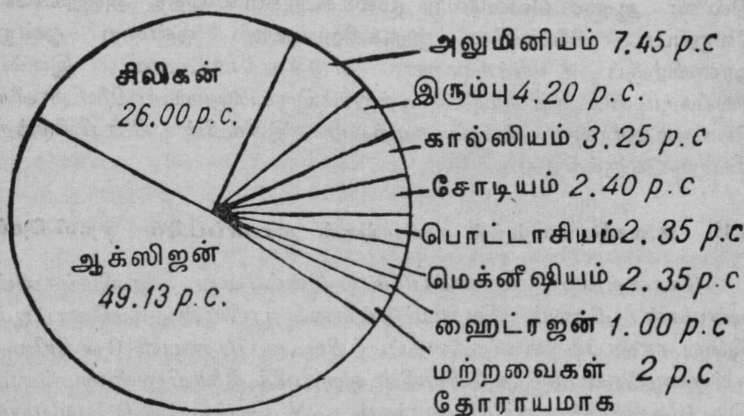
தற்சமயம் பூமியின் மேலோட்டின் இயைபு நன்ருக அறியப் பட்டுள்ளது.

மிகவும் அதிகமாகக் காணப்படும் தனிமம் ஆக்ஸிஜன்; இது, ஆய்வுக்குக் கிடைக்கும் பூமியின் மேலோட்டில் 49.13 சத அளவு காணப்படுகிறது. (படம்-3- ஐ காண்க). இரண்டாவதாக அதிக அளவில் காணப்படுவது சிலிக்கன் (26.0%). இதற்கு அடுத்தபடியாக அலுமினியம், இரும்பு, கால்சியம், சோடியம், பொட்டாசியம், மக்னீசியம் மற்றும் ஹைட்ரஜன் காணப்படு

[1] விலாடிமிர் ஐவனேவிச் வெர்னட்ஸ்கி (1863-1945) உலகத்தின் தலை சிறந்த கனிம ஆராய்ச்சியாளர்களுள் ஒருவராவர். இவர் கனிமப் பொருள்கள் உண்டாவது மற்றும் பூமியின் மேலோட்டின் இயைபு ஆகியவற்றைப்பற்றி ஆய்ந்து அறிவற்குப் பலவருடங்களைச் செலவழித்தார். இவர் பூமியின் மேலோட்டின் பல தனிமங்களின் சதவீத இயைபை நிர்ணயித்தார். இவற்றுள் அருமண் தனிமங்கள் மற்றும் பல விடங்களிலும் சிதறிக் காணப்பட்ட தனிமங்கள் (ருபிடியம், சீசியம், தோலியம்.) ஆகியவையும் அடங்கும். கதிரியக்க உலோகங்கள் மற்றும் அருமண் உலோகங் களின் தாதுக்கள் பற்றிய இவரது பணி USSR ல் அருமண் உலோகங்களின் தொழிற்சாலை விரிவாக்கப்படுவதற்கு அறிவியல் அடிப்படையாக அமைந்தது.

அலெக்ஸாண்டர் யாவெக்னேய்விச் ஃபெர்ஸ்மேன் (1883-1945) வெர்னட்ஸ்கி யின் மாணவர். இவர் புவி வேதியியல் பற்றிய மார்டன் பள்ளியை நிறுவியவர்; புவி வேதியியல் பற்றிய பல முக்கிய நூல்களின் ஆசிரியர்; ஃபெர்ஸ்மேன் USSR ன் கனிம வளங்களை ஆய்ந்தறிந்து விலைமதிப்பிற்குரிய பல முக்கிய படிவுகளைக் கண்டு பிடித்தவர்.

கின்றன. இங்கு குறிப்பிட்ட 9 தனிமங்களும் பூமியின் மேலோட்டில் 98 சதத்திற்கு மேலாக உள்ளன; 2 சதத்திற்கும் குறைந்த



படம் 3. பூமியின் மேலோட்டிலுள்ள தனிமங்களின் எடை சதவிகித அளவுகள் (ஃபெர்ஸ்மேன் கூறியவாறு)

அளவே பிற தனிமங்கள் காணப்படுகின்றன. இந்த இரண்டு சதத்தில் பொருளாதார ரீதியில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்த தனிமங்களான காப்பர், சிங்க், லெட், நிக்கல், சல்ஃபர் பாஸ்ஃபரஸ் மற்றும் பல அடங்கும்.

ஒரு தனிமத்தின் காணப்படும் அளவு பற்றிய நமது பொதுவான கருத்துக்கள் பெரும்பாலும் பூமியின் மேலோட்டில் அதன் மொத்த சதவிகிதத்துடன் ஒத்திருப்பதில்லை என்பதைக் கவனிக்க வேண்டும். நீண்ட நாட்களாக அறியப்பட்டு நன்கு ஆய்ந்தறியப் பட்ட தனிமங்களான மெர்க்குரி, ஆர்சினிக், கோல்டு, அயோடின் ஆகியவை பூமியின் மேலோட்டில் அருமண் தனிமங்கள் எனக் கருதப்படும் டைட்டேனியம், ஜீர்க்கோனியம் மற்றும் வனேடியத்தை விட பல மடங்கு குறைந்த அளவுகளில் காணப்படு கின்றன.

இந்த முரண்பாட்டைப் பின்வருமாறு விளக்கலாம். சில தனிமங்கள், பூமியின் மோலோட்டில் அவற்றின் மொத்த அளவு குறைவாக இருந்த போதிலும் பூமியின் பரப்பில் பிரித் தெடுக்கக்கூடிய குவியல்களாகவும் (படிவுகள்) மற்றும் சில சமயங் களில் தனி நிலையிலும் (கோல்டு, மெர்குரி, பிளாட்டினம் மற்றும் பிற தனிமங்கள்) காணப்படுகின்றன. இத் தனிமங்களின் அதிக அளவு காணும் வாய்ப்பு காரணமாக பழங்காலத்தில் இவை மனித சமுதாயத்தினுல் அறியப்பட்டிருந்தன; இக் காரணத்தினுல்

தனிமங்கள் எனக் கருதப்படவில்லை. மாறாக பிற தனிமங்கள் பூமியின் மேலோட்டில் பெரிதும் சிதறியவாறு பரந்து காணப் படுவதால் அரிய தனிமங்கள் எனக் கருதப்படுகின்றன.

"அரிய தனிமம்" என்ற கருத்து ஒரு முடிவாக முடிவு செய்யப் பட்ட கருத்தாக ஏற்றுக் கொள்ளக்கூடாது. இயந்திரக் கட்டு மானம், மின்பொறியியல் மற்றும் போக்குவரத்து வளர்ச்சி காரணமாகவும் கனிமங்களைத் தோண்டி எடுத்து பிரித்து எடுக்கும் முறைகளின் தொடர்ச்சியான வளர்ச்சி காரணமாகவும் சிறப்பான எஃகுகள் மற்றும் உலோகக் கலவைகளின் தேவை அதிகரித்தது, பல "அரிய" தனிமங்களை நன்கு அறியச் செய்து கிடைக்கும்படி செய்து விட்டது. எடுத்துக் காட்டாக, சில பத்தாண்டுகளுக்கு முன்பு, தற்போது பெரிதும் பயனாகும் அலுமினியம் மற்றும் மக்னீசியம் தனிமங்கள் அரிய தனிமங்கள் என்றும் அதிக செலவுடையவை என்றும் கருதப்பட்டன.

பூமியின் மேலோட்டில் தனிமங்கள், காணப்படும் அளவைச் சிறப்பித்துக் காட்டுவதற்கு ஃபெர்ஸ்மேன் அணு சதவிகிதம், அதாவது பூமியின் மேலோட்டிலுள்ள தனிமங்களினுடைய அணுக் களின் சதவிகித அளவு முறையைக் கையாண்டார். அணுசதவிகி தமும் அதே தனிமத்தின் எடை சதவிகிதமும் வெவ்வேறு மதிப்பு களைப் பெற்றிருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, பூமியின் மேலோட்டில் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அளவில் ஹைட்ரஜன் தனிமங்களில் மூன்றாவது இடத்தை (15.6ல்) வகிக்கிறது; ஆனால் நிறை அளவில் ஒன்பதாவதாக (1ல்) உள்ளது.

பின்வரும் தனிமங்கள் தாவரங்கள் மற்றும் விலங்குகளின் வாழ்வில் மிகவும் இன்றியமையாதவைகளாக இருக்கின்றன: கார்பன், ஆக்ஸிஜன், ஹைட்ரஜன், நைட்ரஜன், சல்ஃபர், பாஸ்ஃபரஸ், குளோரின், சிலிக்கன், பொட்டாசியம், கால்சியம், மக்னீசியம் மற்றும் இரும்பு.

14. வாயுநிலைப் பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயித்தல்

அவகாட்ரோவின் விதி வாயுநிலைப் பொருள்களின் மூலக் கூறு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கான ஒரு மிகவும் முக்கிய முறைக்கு அடிப்படைத் தத்துவமாக அமைந்துள்ளது. ஆனால், இம் முறையைக் காண்பதற்கு முன் மூலக்கூறு மற்றும் அணு எடைகளை (மூலக்கூறுகள் மற்றும் அணுவின் நிறைகளை) தெரிவிப் பதற்கான அலகுகளைப் பற்றி சிறிது கூறவேண்டும்.

அணு எடைகளைக் கணக்கிடுவதற்கென்று முதலில் ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்ட அலகு ஹைட்ரஜன் அணுவாகும்; தனிமங்களிலேயே மிகவும் இலேசானது ஹைட்ரஜன். பிற தனிமங்களின் அணு எடைகள் ஹைட்ரஜனின் அணு எடையின் அடிப்படையில் தெரிவிக்கப்பட்டன. ஆனால், பெரும்பாலான தனிமங்களின் அணு எடைகள் அவற்றின் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களிலிருந்து நிர்ணயிக்கப்பட்டதால், கணக்கீடுகள் உண்மையில் ஆக்ஸிஜன் அணு எடையைத் தொடர்புபடுத்தி செய்யப்பட்டவைகளாகும்; ஆக்ஸிஜனின் அணு எடை 16 என எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டது. ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜன் அணு எடைகளுக்கு இடையேயான தொடர்பை 16:1 என ஏற்றுக்கொள்ளப்பட்டது. இதனை அடுத்து மிகவும் துல்லிய ஆய்வுகளின் மூலம் இத்தொடர்பு 15.88:1 அல்லது 16:1.008 என அறியப்பட்டது. நடைமுறை காரணங்களுக்காக ஆக்ஸிஜனின் அணு எடையை 16 என்றும் ஹைட்ரஜனின் அணு எடையை 1·008 என்றும் வைத்துக்கொள்வதாக முடிவு செய்யப்பட்டது.

இவ்வாறு, நீண்ட நாட்களுக்கு அணு எடையின் (அணு நிறை) அலகு $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்ஸிஜன் அணுவின் நிறையாக இருந்தது. இது **ஆக்ஸிஜன் அலகு** எனப்பட்டது. வேதி அறிவியலின் வளர்ச்சிக் காரணமாக, அணு நிறையை 16 ஆகக் கொண்ட முக்கிய ஆக்ஸிஜன் ஐசோடோப்புடன் 17 மற்றும் **18**-ஐ அணு நிறைகளாகக் கொண்ட ஆக்ஸிஜன் ஐசோடோப்புகளும் கலந்துள்ளன என்றும் எனவே இயற்கை ஆக்ஸிஜன், ஐசோடோப்புகளின் கலவை ஆகும் என்றும் அறியப்பட்டது. பின்னர் கூறப்பட்ட ஐசோடோப்புகளின் அளவுகள் கலவையில் மிக மிகக் குறைவாக இருப்பதன் காரணமாக இயற்கை ஆக்ஸிஜனின் அணு எடை மீதான இவற்றின் விளைவுகள் புறக்கணிக்கத் தக்கவையாக உள்ளன. மேலும் வேதியியலுக்கான அணு எடை அடிப்படை மாறாமல் இருக்கிறது. ஆனால் அணு இயற்பியல் கணக்கீடுகளில் மிகவும் சரியான நுட்பம் தேவைப்படுவதால், அணு எடைக்கான அலகை 1/16 பங்கு ஆக்ஸிஜன் ஐசோடோப் O^{16} அணுவின் நிறை எனக் குறிப்பிட வேண்டியிருக்கிறது. எனவே, அணு எடைகளுக்கு இரண்டு அளவு முறைகள் தோன்றலாயிற்று; அவை **வேதி** மற்றும் **இயற்பு** அளவு முறைகளாகும்.

அணு எடைகளுக்கு இரண்டு அளவுகோல்கள் இருப்பது நடைமுறைக்கு மிகவும் சிரமமாக இருந்ததால், நீண்ட விவாதத்திற்குப்பிறகு இயற்பு மற்றும் வேதியியலாளர்கள் 1961-ல் ஒரு புதிய ஒரே மாதிரியான அணு எடை அளவுகோலை ஏற்றுக்

கொண்டனர். இது **கார்பன் அலகை** அடிப்படையாகக்கொண்டது; இது 1/12 பங்கு கார்பன் ஐசோடோப் C^{12} அணுவின் நிறைக்குச் சமமாகும். இந்தப் புதிய முறைப்படி ஹைட்ரஜனின் அணுநிறை 1.00797 கார்பன் அலகுகளாகும்; ஆக்ஸிஜன் = 15.9994 கார்பன் அலகுகள்[1]

எனவே தற்போது **ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையை கார்பன் அலகில் தெரிவிக்கப்படும் அதன் அணுவின் நிறை** என வரையறுக்கிறோம்.

ஒரு பொருளினுடைய ஒரு மூலக்கூறின் நிறை அதில் அடங்கியுள்ள அணுக்களின் மொத்த நிறைக்குச் சமமாக இருப்பதால் மூலக்கூறு எடைகளையும் அணு எடைகளைத் தெரிவிக்கப்பயன் படுத்தப்பட்ட அதே அலகுகளில் தெரிவிக்கவேண்டும் என்பது தெளிவு. எடுத்துக்காட்டாக, இரண்டு அணுக்களைக் கொண்டுள்ள ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் நிறை 2.01594 கார்பன் அலகுகளுக்குச் சமமாகும்; இரண்டு அணுக்களைப் பெற்றுள்ள ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறின் நிறை 31.9988 கார்பன் அலகுகள் ஆகும்; இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும் ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவையும் கொண்ட நீர் மூலக்கூறின் நிறை $15{\cdot}9994+2\times 1{\cdot}00797=18{\cdot}01534$ கார்பன் அலகுகளுக்குச் சமமாகும். எனவே, **ஒரு எளிய அல்லது சிக்கலான பொருளின் மூலக்கூறு எடை (மூலக் கூறு நிறை) என்பது கார்பன் அலகுகளில் தெரிவிக்கப்படும் அதன் மூலக் கூறின் நிறையாகும்.**

இனி, வாயுநிலைப் பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகள் எவ்வாறு நிர்ணயிக்கப்படுகின்றன எனக்காண்போம்.

அவகாட்ரோவின் கொள்கையின்படி, ஒத்த வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் சம கனஅளவுகளைக்கொண்ட வாயுக்களில் உள்ள மூலக்கூறுகள் சம எண்ணிக்கையில் இருக்கும். எனவே சமகன அளவுகளைக்கொண்ட இரண்டு வாயுக்களின் நிறைகள் ஒன்றை ஒன்று அவற்றின் மூலக்கூறு எடைகளைக் குறிப்பதாக இருக்க வேண்டும்.

எடுத்துக்காட்டிற்காக, ஒரு லிட்டர் கன அளவுடைய வெவ்வேறான இரண்டு வாயுக்களை எடுத்துக்கொள்வோம். ஒவ்வொன்றிலும் N மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொள்வோம். முதல் வாயு

[1] புதிய அளவு கோலை மேற்கொண்டதன் காரணமாக ஏற்பட்ட அணு எடைகளின் முந்தைய மதிப்புகளில் தோன்றிய மாற்றங்கள் வேதிய கணக்கீடுகளை பாதிக்காதபடி மிகச் சிறியதாக உள்ளது என்பது சுட்டிக் காட்டப்பட வேண்டியுள்ளது.

வின் ஒரு லிட்டர் நிறையை m என்றும் இரண்டாவது வாயுவின் ஒரு லிட்டர் நிறையை m_1 என்றும் குறிப்பிடுவோம்; வாயுக்களின் மூலக்கூறு எடைகளை முறையே m மற்றும் m_1 எனக்கொள்வோம். வாயுவின் ஒரு லிட்டர் நிறை அதில் அடங்கியுள்ள மூலக்கூறுகளின் மொத்த நிறைக்குச் சமமாக இருக்குமாதலால்,

$$m = NM \quad \text{மற்றும்} \quad m_1 = NM_1$$

எடுத்துக் கொண்ட ஒரு வாயுவின் நிறைக்கும் அதே கன அளவைக்கொண்ட வேறொரு வாயுவின் நிறைக்கும் இடையே யான விகிதம் ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் **இரண்டாவது வாயு வின் அடிப்படையில் முதல் வாயுவின் அடர்த்தி** எனப்படும். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு லிட்டர் கார்பன்டைஆக்ஸைடின் எடை 1·98 கி ஆகவும் அதே சூழ்நிலைகளில் 1 லிட்டர் ஹைட்ரஜன் 0·09 கி எடையுடையதாகவும் இருப்பின் ஹைட்ரஜனைச் சார்ந்த கார்பன்டைஆக்ஸைடின் அடர்த்தி 1·98: 0.09 = 22 ஆகும்.

வாயுவின் அடர்த்தி $\frac{m}{m_1}$ ஐ d எனக் குறிப்பிட்டால், மேலே கொடுக்கப்பட்ட சமன்பாட்டை பின்வருமாறு எழுதலாம்:

$$d = \frac{M}{M_1}$$

எனவே $$M = dM_1$$

ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறு எடை மற்றொரு வாயுவின் அடிப் படையில் அமைந்த அதன் அடர்த்தியை பின்னதின் மூலக்கூறு எடையால் பெருக்கக் கிடைப்பதற்குச் சமமாகும்.

பல்வேறு வாயுக்களின் அடர்த்திகள் பெரும்பாலும் ஹைட் ரஜனின் அடிப்படையில் நிர்ணயிக்கப்படுகின்றன. ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எடை 2·01594 ஆக இருப்பதால் மூலக்கூறு எடைகளை கணக்கிடுவதற்கான வாய்ப்பாடு பின்வருமாறு மாறுகிறது.

$$M = 2{\cdot}01594 \times d$$

அல்லது ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எடையை நெருங்கிய முழு எண்ணாக மாற்றக் கிடைப்பது,

$$M = 2d$$

எடுத்துக்காட்டாக, இந்த வாய்ப்பாட்டைப் பயன்படுத்தி கார்பன்டைஆக்ஸைடின் மூலக்கூறு எடையைப் பின்வருமாறு கணக்கிடலாம். ஹைட்ரஜன் அடிப்படையில் கார்பன்டை ஆக்ஸைடின் அடர்த்தி 22.

$$M = 2 \times 22 = 44$$

ஒரு வாயுவினுடைய மூலக்கூறு எடை பெரும்பாலும் காற்றின் அடிப்படையில் அமைந்த அதன் அடர்த்தியிலிருந்தும் கணக்கிடப்படுகிறது. காற்று பல வாயுக்களின் கலவையாக இருப்பினும் ஹைட்ரஜன் அடிப்படையில் அமைந்த அதன் அடர்த்தியிலிருந்து நிர்ணயிக்கப்பட்ட அதன் **சராசரி மூலக்கூறு எடையை** ஏற்றுக்கொள்ளலாம். இம்முறையில் கண்டறியப்பட்ட காற்றின் மூலக்கூறு எடை 29 ஆகும்.

காற்றின் அடிப்படையில் அமைந்த வாயுவின் அடர்த்தியை d_1 எனக்கொண்டால், மூலக்கூறு எடைகளைக் கணக்கிடுவதற்கு நாம் பெறும் வாய்ப்பாடு:

$$M = 29d_1$$

கணக்கீடுகளில் பெரிதும் பயனுகும் எண் 29-ஐ மனதில் நிறுத்தி வைத்திருப்பது நல்லது.

நடைமுறையில், ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறு எடையை நிர்ணயிப்பது என்பது எடுத்துக்கொண்ட வாயுவின் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவின் நிறை மற்றும் கன அளவை அளந்து அதன் அடர்த்தியைக் கண்டறிவதாக அமைகிறது; பின்னர் வாயுவின் மூலக்கூறு எடை நேரிடையாக வாய்ப்பாட்டைக்கொண்டு கணக்கிடப்படுகிறது. ஒரு வாயுவின் அடர்த்தியை வேறு எந்த ஒரு வாயுவின் அடிப்படையிலும் கணக்கிடலாம்; ஆனல் பின்னதின் மூலக்கூறு எடையும் ஒரு அலகு கன அளவின் நிறையும் தெரிந்திருக்க வேண்டும். ஆனல், வாயுக்களின் நிறைகள் விவர புத்தகங்களில் நியம சூழ்நிலைகளில் கொடுக்கப்பட்டிருப்பதாலும் எடுத்துக்கொண்ட வாயுவின் நிறை மற்றும் கன அளவு பிற சூழ்நிலைகளில் அளக்கப்பட வேண்டியிருப்பதாலும் வாயுவின் அடர்த்தியை கணக்கிடுவதற்கு முன்பு அதன் கன அளவை நியம வெப்ப அழுத்த நிலைகளுக்கு STP (0°C மற்றும் 760 மி. மீ. Hg) மாற்ற வேண்டும்.

கன அளவை STP சூழ்நிலைக்கு மாற்றுவதற்கு பாயில் மாரியோட்டி மற்றும் கே. லூசாக்கின் வாயு விதிகளைச் சேர்க்கக் கிடைக்கும் பின் வரும் சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்தவேண்டும்:

$$PV = \frac{P_\circ V_\circ T}{273}$$

இங்கு P மற்றும் V என்பன முறையே சோதனையின் சூழ்நிலைகளில் வாயுவின் அழுத்தம் மற்றும் கன அளவாகும். $P_\circ$—நியம அழுத்தம்

$V_\circ$— STP-யில் வாயுவின் கன அளவு; T—வாயுவின் தனி வெப்ப அளவு[1]

இச்சமன்பாட்டிலிருந்து 0°C மற்றும் 760 மி. மீ. Hg அழுத்தத்தில் வாயுவின் கன அளவைப் ($V_\circ$) பெறுவதற்கான வாய்ப்பாடு பின்வருமாறு:

$$V_\circ = \frac{p\ V\ 273}{p_\circ\ T}$$

மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுவதற்கான எடுத்துக்காட்டு.— சோதனையின் மூலம் 27°C-ல் 800 மி. மீ. Hg அழுத்தத்தில் 380 மி. லி. கன அளவைக்கொண்ட ஒரு வாயுவின் எடை 0.455 கி. எனக் கண்டறியப்பட்டது. STP-யில் ஒருலிட்டர் காற்றின் எடை 1.293.கி. என்றால் வாயுவின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடு.

கண்டறியப்பட்ட கன அளவை STP கன அளவாக மாற்றக் கிடைப்பது:

$$V_\circ = \frac{800 \times 380 \times 273}{760\ (273+27)} = 364 \text{ மி. லி.}$$

STP- யில் இவ்வாயுவின் 1 லிட்டரின் நிறை,

$$m = \frac{0{\cdot}445 \times 1000}{364} = 1.25 \text{ கி.}$$

ஒரு லிட்டர் காற்றின் நிறை 1·293 கி. ஆக இருப்பதால காற்றின் அடிப்படையில் எடுத்துக்கொண்ட வாயுவின் அடர்த்தி,

$$d_1 = \frac{1{\cdot}25}{1.293} = 0{\cdot}97$$

எனவே, மூலக்கூறு எடை,

$$= M\ 29 \times 0.97 \approx 28.$$

ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறு எடையை மேற்கண்ட முறையில் நிர்ணயிப்பதற்கு வாயுவின் வேதி இயைபு பற்றிய எவ்வித விவரமும் தெரிந்திருக்க வேண்டிய அவசியம் இல்லை; ஆனால் அதன் அடர்த்தி மட்டும் தெரிந்திருக்க வேண்டும்.

அவகாட்ரோவின் விதியைப் பயன்படுத்தி வாயுக்களின் மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயிப்பதோடு அல்லாமல் சூடு செய்யும்

[1] வாயுவின் கன அளவு மற்றும் அதன் வெப்ப நிலைக்கு இடையேயான தொடர்பை மாருத அழுத்த நிலையில் தெரிவிக்கும் கே. லூசாக்கின் வாயு விதியை கே. லூசாக்கின் வேதி விதியுடன் குழப்பிக்கொள்ளக்கூடாது. ஆங்கிலம் மற்றும் அமெரிக்க இலக்கியத்தில் முன்னது பெரிதும் சார்லஸ் விதி என அழைக்கப்படுகிறது.

போது (சிதையாமல்) வாயு நிலையைப் பெறக்கூடிய பொருள் களின் மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கும் பயன்படுத்த முடி கிறது. இதற்காக பொருளின் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவை ஆவியாக மாற்றி அதன் நிறை, கனஅளவு, வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தை அளந்தறிய வேண்டும். பின் ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிட்டது போன்றே இதன் மூலக்கூறு எடையையும் கணக் கிடலாம்.

15. ஒரு வாயுவின் கிராம்—மூலக்கூறு கன அளவு

ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறு எடையை வேறொரு எளிய முறை யிலும் கணக்கிடலாம். இம்முறை ஒரு வாயுவின் கிராம்—மூலக் கூறு கன அளவை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது.

நிறையின் அலகாக கிராமைப் பயன்படுத்துவதோடு பொருளின் அளவைத் தெரிவிக்கும் வேறொரு வேதி அளவீட்டு முறையும் வேதியியலில் பயன்படுத்தப்படுகிறது; இதனை **கிராம் மூலக்கூறு** அல்லது சுருக்கமாக **மோல் (Mole)** என்கிறோம்.

ஒரு பொருளின் மூலக்கூறு எடை எண்ணுக்குச் சமமான எடையை கிராமில் தரும் பொருளின் அளவே அதன் ஒரு கிராம் மூலக்கூறு எனப்படும்.

எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜனின் ஒரு கிராம்—மூலக்கூறின் எடை 2 கி. (ஏறக்குறைய); ஒரு கிராம்—மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனின் எடை 32 கி.; ஒரு கிராம்—மூலக்கூறு நீரின் எடை 18 கி. இது போலவே, ஒரு கிராம்—அணு என்பது ஒரு தனிமத்தின் அள வாகும்; இதன் நிறை கிராமில் தனிமத்தின் அணு எடைக்கு எண்ணளவில் சமமாக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு கிராம் —அணு ஆக்ஸிஜனின் எடை 16 கி. ஒரு கிராம்—அணு ஹைட்ரஜ னின் எடை 1 கி.

கிராம்—மூலக்கூறு வரைவிலக்கணத்திலிருந்து எந்த ஒரு பொருளிலும் அதன் ஒரு கிராம்—மூலக்கூறிலுள்ள (மோலிலுள்ள) மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை எப்போதும் சமமாக இருக்க வேண்டும் என அறியப்படுகிறது. ஒரு மோல் ஹைட்ரஜன் (2 கி.) n மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருப்பதாகக் கொள். அதாவது n ஹைட் ரஜன் மூலக்கூறுகளின் நிறை 2 கி. ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறின் நிறை ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் நிறையைப் போல 16 மடங்கு அதிகமாக இருப்பதால் n ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறுகளின் நிறை $2 \times 16 = 32$ கி. அல்லது ஒரு மோல் ஆக்ஸிஜனாகும். இதே காரணத்தின்படி நீரின் n மூலக்கூறுகளின் எடை 18 கி.; இது

நீரின் ஒரு மோலாகும். இதனையே, **பல்வேறு பொருள்களின் கிராம்—மூலக்கூறுகள், அவற்றின் நிறையின் பெரும்பாலான எடுத்துக்காட்டுகளில் வேறுபட்டிருப்பினும் அவை சம எண்ணிக்கையில் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்கின்றன** எனக் கூறலாம். எல்லாத் தனிமங்களினுடைய கிராம்-அணுக்களும் சம எண்ணிக்கையில் அணுக்களைப் பெற்றிருக்கும் என்பது தெளிவு.

தற்போது ஒரு கிராம் - மூலக்கூறிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை மிகவும் சரியாக நிர்ணயிக்கப்பட்டுள்ளது. இது $6 \cdot 02 \times 10^{23}$/ மோல் ஆகும்.

அவகாட்ரோவின் விதியின்படி, ஒத்த சூழ்நிலைகளில் எந்த வாயுவாக இருப்பினும் சம எண்ணிக்கையில் மூலக்கூறுகளைக் கொண்ட வாயு சம கன அளவைப் பெற்றிருக்கும். எனவே, **வாயு நிலையில் எல்லாப் பொருள்களினுடைய கிராம் கூட மூலக்கூறுகளும் ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் சம கன அளவுகளில் பரவி (நிலவி) இருக்கும். STP** சூழ்நிலையில் வாயுவின் ஒரு மோல் பரவும் (ஏற்றுக் கொள்ளும்) கன அளவைக் கணக்கிட்டு அறிவதில் எவ்வித சிரமமும் இல்லை. எடுத்துக்காட்டாக, சோதனை மூலம் **STP** சூழ்நிலையில் 1 லிட்டர் ஆக்ஸிஜன் 1. 429 கி. எடையைப் பெற்றுள்ளது என நிர்ணயிக்கப்பட்டுள்ளது. எனவே, அதே சூழ்நிலையில் 1 மோல் (32 கி.) ஆக்ஸிஜன் வியாபிக்கும் கன அளவு $32 : 1.429 = 22.4$ லிட்டர்களாகும். இதுபோன்று ஒரு மோல் ஹைட்ரஜன் அல்லது ஒரு மோல் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடுக்கு கணக்கிட்டாலும் நமக்கு கிடைப்பது இதே மதிப்பாகத்தான் இருக்கும்.

எந்த ஒரு வாயுவாக இருப்பினும் அதன் ஒரு கிராம்—மூலக்கூறு STP-யில் 22. 4 லிட்டர் கன அளவில் பரவி இருககும். இந்த கன அளவை ஒரு வாயுவின் **கிராம்—மூலக்கூறு** அல்லது **மோலார் கன அளவு** என்கிறோம்.

மோலார் கன அளவைப் பயன்படுத்தி வாயுநிலைப் பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகளை எளிதில் கணக்கிடலாம்.[1]

எடுத்துக்காட்டு: $0^{\circ}C$ மற்றும் 760 மி. மீ. Hg அழுத்தத்தில் 0. 7924 கி. குளோரின் 250 மி. லி. நிலவுகிறது. குளோரினுடைய மூலக்கூறு எடை எவ்வளவு?

[1] ஒரு சீர்மை வாயுவின் சரியான மோலார் கன அளவு STP-யில் $22.4139 \pm 0 \cdot 0011$ லிட்டர்; ஆனால் நடைமுறை வசதிக்காக இதனை 22.4 லிட்டர் என வைத்துக்கொள்ளப்படுகிறது.

22.4 லிட்டர் குளோரினுடைய நிறையை பின் வரும் விகிதம் மூலம் கணக்கிடலாம்:

$$250: 22400 = 0.7924: x$$

$$\text{எனவே}, x = \frac{22400 \times 0.7924}{250} = 71 \text{ கி.}$$

எனவே, குளோரினுடைய மூலக்கூறு எடை = 71.

வாயுவின் வெப்பம் மற்றும் அழுத்தம் நியம மதிப்புகளிலிருந்து வேறுபட்டிருப்பின், வாயு அடர்த்திகள் முறையில் மூலக்கூறு எடைகளை கணக்கிடும்போது ஏற்படும் சிரமம் மோலார் கன அளவின் அடிப்படையில் அமைந்த கணக்கீடுகளிலும் காணப்படு கிறது. இதுபோன்ற சமயங்களில் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்த வேண்டும்.

$$PV = \frac{P_0 V_0}{273} \quad (1)$$

இச்சமன்பாட்டை முதலில் பெற்றவர் கிளாப்பரான் (1834 ஆவர். சமன்பாட்டில் உள்ள காரணி $\frac{P_0 V_0}{273}$-யின் மதிப்பு எடுத்துக்கொண்ட வாயுவின் நிறை மற்றும் அதன் தன்மை ஆகிய இரண்டையும் சார்ந்துள்ளது. V_0 வின் மதிப்பு சம நிறைகளைக் கொண்ட வெவ்வேறு வாயுக்களுக்கு வெவ்வேறாக உள்ளது.

இருப்பினும், இச்சமன்பாட்டை ஒரு கிராம்- மூலக்கூறு அளவுடைய வாயுவிற்குரியது எனக்கொண்டால், காரணி $\frac{P_0 V_0}{273}$ எல்லா வாயுக்களுக்கும் சமமான ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்பைப் பெறுகிறது. ஏனெனில் எந்த வாயுவாக இருப்பினும் அதன் ஒரு கிராம் -மூலக்கூறு 0°C மற்றும் 760 மி. மீ. Hg அழுத்தத்தில் ஒரே கன அளவைப் பெற்றிருக்கும். இப்போது $\frac{P_0 V_0}{273}$ - யின் மதிப்பு **பொது வாயுமாறிலியாக** (Universal Gas Constant) இருக்கிறது. இது R எனக் குறிப்பிடப்படுகிறது. D மெண்டலீஃப் R–ஐ சமன் பாடு (1)-ல் புகுத்தி 1876-ல் வாயுவின் 1 கிராம்- மூலக்கூறை குறிக்கும் பின்கண்ட சமன்பாட்டைப் பெற்றார்.

$$PV = RT \quad (2)$$

இவ்வடிவில் சமன்பாடு (2) ஒரு வாயு நிலைச் சமன்பாடு (equation of State of a Gas) எனப்படுகிறது.

வாயு மாறிலி R-ன் எண்ணளவு மதிப்பு, அழுத்தம் மற்றும் கன அளவிற்குப் பயன்படுத்தும் அலகுகளைப் பொருத்து அமைந்

துள்ளது. P_0 வளி மண்டலத்திலும் V_0 லிட்டரிலும் தெரிவிக்கப் படின் நாம் பெறுவது :

$$R = \frac{p_0 v_0}{273} = \frac{1 \times 22.4}{273} = 0{\cdot}082 \ \frac{\text{லிட்-வளிமண்டலம்}}{\text{டிகிரி}\cdot\text{மோல்}}$$

அழுத்தம் மற்றும் கன அளவு அனைத்து நாடுகளுக்கும் உரிய முறையில் *SI* அதாவது அழுத்தத்தை நியூட்டான்கள்/சதுர மீட்டரிலும் கன அளவைக் கன செ.மீட்டரிலும் தெரிவிக்கப் படுமாயின் நமக்கு கிடைப்பது:

$$R = \frac{101,\,325 \times 0{\cdot}0224}{273} = 8{,}314 \ \frac{N{\cdot}m}{\text{டிகிரி. மோல்}}$$

வேதிக் கணக்கீடுகளில் அழுத்தம் பொதுவாக மில்லி மீட்டர் களிலும் கன அளவு மில்லி லிட்டர்களிலும் தெரிவிக்கப்படுகிறது

எனவே, $$R = \frac{760 \times 22{,}400}{273} = 62{,}400 \ \frac{\text{மி.லி.மி.மீ. Hg}}{\text{டிகிரி. மோல்}}$$

சமன்பாடு (2) வாயுவின் ஒரு கிராம் - மூலக்கூறுக்கு உரிய தாக இருப்பதால், வாயுவின் மூலக்கூறு எடையை M என வைத்துக் கொண்டால், வாயுவின் ஒரு கிராமுக்கு உரிய சமன் பாடு பின்வருமாறு:

$$pV = \frac{1}{M} RT \tag{3}$$

வாயுவின் m கிராமுக்கு

$$pV = \frac{m}{M} RT \tag{4}$$

சமன்பாடு (4) ஐக் கொண்டு, ஒரு குறிப்பிட்ட அளவுடைய வாயுவின் நிறை, **கன** அளவு, வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தம் ஆகியவை தெரிந்திருப்பின் ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடலாம்.

எடுத்துக்காட்டு: *25°C மற்றும் 745 மி.மீ.Hg அழுத்தத்தில் ஒரு வாயுவின் 304 மி.லிட்டரின் எடை 0·78 கி. வாயுவின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடு.*

இங்கு கொடுக்கப்பட்டுள்ள மதிப்புகளை சமன்பாடு (4)-ல் பதிலீடு செய்து மற்றும் $R = 62,400$ எனக் கொண்டால் நமக்கு கிடைப்பது:

$$745 \times 304 = \frac{0{\cdot}78}{M} \times 62,\,400 \times (273 + 25)$$

$$M = \frac{0{\cdot}78 \times 62,400 \times 298}{745 \times 304} = 64$$

மேற்கண்ட முறைகளில் நிர்ணயிக்கப்படும் மூலக்கூறு எடைகள் மிகவும் சரியானவைகளாக இருப்பதில்லை என்பதைக் கவனிக்கவேண்டும். சோதனையின் தவறுகளோடு, சோதனையின் முடிவுகள் சீர்மை வாயுக்களுக்காக வருவிக்கப்பட்ட பாயில்-மாரியோட்டி மற்றும் கே. லூசாக்கின் விதிகளிலிருந்து உண்மையான வாயுக்கள் மற்றும் ஆவிகள் ஓரளவிற்கு பிறழ்ந்து காணப்படுவதாலும் பாதிக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக் கொண்ட சேர்மங்களை மிகவும் கவனமாகப் பகுத்தாய்வதன் அடிப்படையில் மூலக்கூறு எடைகள் பின்னர் விவரிக்கப்படுவதுபோல் மிகவும் சரியாக நிர்ணயிக்கப்படுகின்றன.

16. ஒரு வாயுவின் பகுதி அழுத்தம்

வாயுநிலைப் பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கு, நீரின் மேல் சேகரமாகும் வாயுவின் கன அளவை அளந்தறிவது அவசியமாகிறது; இப்போது வாயு நீர் ஆவியினால் நிறைவுற்று இருக்கும். இதுபோன்ற வாயுவின் அழுத்தத்தை நிர்ணயிக்கும்போது நீர்ஆவியின் **பகுதி அழுத்தத்தைக்** கவனத்தில் கொண்டு அதற்கான திருத்தங்கள் செய்தாக வேண்டும்.

ஒரு வாயுவின் பகுதி அழுத்தம் என்பது வாயுக்களின் கலவையினால் உந்தப்படும் மொத்த அழுத்தத்தில் எடுத்துக் கொண்ட வாயுவினால் மட்டும் கொடுக்கப்படும் அழுத்தமாகும்.

மாருத வெப்பநிலையில் ஒரு வாயுவின் அழுத்தம் அதன் ஒரு அலகு கனஅளவில் அடங்கியுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை மட்டும்தான் சார்ந்துள்ளது என்பதை நினைவு கொள்ள வேண்டும். எனவே, பல்வேறு வாயுக்களைக் கொண்ட பாத்திரத்தின் முழுக் கொள்அளவிலும் சீராக விரவி நிற்கும் ஒரு வாயுக் கலவையில், ஒவ்வொரு வாயுவும் பாத்திரத்தில் அது மட்டும் தனியாக உள்ளபோது என்ன அழுத்தத்தைக் காட்டுமோ அதே அழுத்தத்தைத்தான் காட்டுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒருலிட்டர் கொள்அளவுடைய ஒருகாலி பாத்திரத்தில் 250 மி.லி. ஹைட்ரஜனையும் 750 மி.லி. நைட்ரஜனையும் வைப்பதாகக் கொள்வோம்; இவ்விரு வாயுக்களும் கலக்கப்படுவதற்கு முன் ஒவ்வொன்றும் 1 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் இருந்ததாகக் கொள்வோம். பாத்திரத்தினூடே முதலில் ஹைட்ரஜனை மட்டும் செலுத்தினால் அதன் கன அளவு நான்குமடங்கு அதிகரிப்பதன் காரணமாக அதன் அழுத்தம் நான்கு மடங்கு குறையும். இது $\frac{1}{4}$ வளி மண்டலத்திற்குச் சமமாக

இருக்கும். இதனை அடுத்து பாத்திரத்தினூடே நைட்ரஜனை செலுத்தினல் அது பாத்திரத்திலுள்ள ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை மாற்ருது; எனவே அதன் அழுத்தம் மாறுபடாமல் $\frac{1}{4}$ வளி மண்டலமாகவே இருக்கும். இந்த அழுத்தமே கலவையிலுள்ள ஹைட்ரஜனின் பகுதி அழுத்தமாகும்.

நைட்ரஜனை பாத்திரத்தின் ஊடே செலுத்தினல், அதன் கன அளவு 750 மி. லிட்டரில் இருந்து 100 மி. லிட்டராகும்; எனவே, இதனல் உந்தப்படும் அழுத்தம் கலப்பதற்கு முன்பு இருந்ததை விட $\frac{4}{3}$ மடங்கு குறைவாக இருக்கும். ஆகவே அதன் பகுதி அழுத்தம் $\frac{3}{4}$ பங்கு வளி மண்டலம் ஆகும். எனவே வாயுக்கலவையின் மொத்த அழுத்தம் 1 வளி மண்டலம் என்பது தெளிவு; அதாவது மொத்த அழுத்தம் தனித்தனி வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களின் கூட்டுத் தொகைக்குச் சமமாக இருக்கும். எனவே, **ஒரு வாயுக்கலவையிலுள்ள ஒரு வாயுவின் பகுதி அழுத்தம் அவ் வாயு மட்டும் தனியாக பாத்திரத்தின் முழுக் கொள் அளவையும் ஏற்றுக்கொள்ளும்போது அது காட்டும் அழுத்தமாகும்.**

15°C மற்றும் 780·8 மி.மீ. Hg அழுத்தத்தில் நீரின்மேல் சேகரிக்கப்பட்ட ஈரமான காற்றின் கன அளவு 570 மி.லி. எனக் கொள்வோம். இவ்வழுத்தம் வாயுவின் பகுதி அழுத்தம் மற்றும் நிறைவுற்ற நீர் ஆவியின் அழுத்தம் ஆகிய இரண்டின் மதிப்புகளின் கூட்டுத் தொகைக்குச் சமமாகும். நீர் ஆவியின் அழுத்தம் ஒவ்வொரு வெப்பநிலையிலும் ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்பைப் பெற்றுள்ளது; முக்கியமாக 15°C-ல் 12·8 மி.மீ. Hg அழுத்தம் உள்ளது. எனவே, இங்கு வாயுவின் பகுதி அழுத்தம் = 780·8 − 12·8 = 768 மி.மீ. Hg. வாயுவின் அளந்தறியப்பட்ட கன அளவை STP சூழ்நிலைக்கு மாற்றும்போது வாய்ப்பாட்டில் பகுதி அழுத்தத்தைத் தான் (768 மி.மீ.) பதிலீடு செய்கிறோம்; மொத்த அழுத்தத்தை (780·8 மி.மீ.) பதிலீடு செய்வது இல்லை.

$$V_0 = \frac{768 \times 570 \times 273}{760\ (273+15)} = 546 \text{ மி.லி.}$$

நீர் ஆவியின் ஈர அளவைக் கவனத்தில் கொண்டு திருத்தம் செய்யாமல் இருந்திருப்பின் நமக்கு கிடைக்கக் கூடியது,

$$V_0 = \frac{780{\cdot}8 \times 570 \times 273}{760\ (273 + 15)} = 555{\cdot}1 \text{ மி.லி.}$$

தவறு 9·1 மி.லி.; அதாவது சுமார் 1·5%. இதனை மிகவும் தோராயமாகச் செய்யும் கணக்கீடுகளில் மட்டும்தான் ஏற்றுக் கொள்ள முடியும்.

17. இயக்கக் கொள்கை

தற்போது அவகாட்ரோவின் விதியை அறிமுறையின் அடிப் படையில் வாயுக்களின் இயக்கக் கொள்கையிலிருந்து பெறலாம். இதனைப் பெறும் முறை இங்கு கொடுக்கப்படவில்லை. இதனை இயற்பியல் பாட நூலில் காணலாம். வாயுநிலைப் பொருள்களின் பல பண்புகளைச் சிறந்த முறையில் விளக்கும் இயக்கக் கொள்கை யின் முக்கிய கருத்துக்களை மட்டும் விவரிப்போம்.

வாயுக்களின் சிறப்பான பண்புகளில் ஒன்றாக இருப்பது அவை எளிதில் அழுத்தத்திற்கு உட்படுவதாகும். சான்றாக, சாதாரண சூழ்நிலைகளில் எடுத்துக் கொண்ட ஆக்ஸிஜனின் கன அளவை அழுத்தத்தினால் 200 மடங்கு அளவிற்கு குறையச் செய்ய முடிகிறது. வாயுக்களில் உள்ள மூலக்கூறுகளில் அதிக இடை வெளிகளில் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்று பிரிந்து காணப்படுகின்றன. வாயுவை அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தும்போது, வாயுவில் மூலக் கூறுகளுக்கு இடையேயான இடைவெளிதான் குறைக்கப் படுகிறது. மூலக்கூறுகளுக்கு உரிய கன அளவு **STP**-யில் வாயு வியாபித்து இருக்கும் மொத்த கன அளவில் $\frac{1}{4,000}$ -லிருந்து $\frac{1}{1,800}$ வரை தான் இருக்கிறது என கணக்கீடுகள் வாயிலாக அறியப்படுகிறது.

ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறுகள் ஓயாமல் இயங்கிக் கொண்டே இருக்கின்றன; அவை அனைத்துத் திசைகளிலும் நேர்க்கோட்டில் இயங்குகின்றன. மூலக்கூறுகளின் இயக்கம் விரவுதல் மற்றும் கூடியவரை அதிக அளவு கன அளவை வியாபிக்கக் கூடிய வாயுக்களின் தன்மை ஆகியவற்றை விளக்குவதாக உள்ளது.

ஏதேனும் ஒரு பாத்திரத்தில் ஒரு வாயுவை எடுத்துக் கொண்டால், அதன் மூலக்கூறுகள் பாத்திரத்தின் சுவர்கள் மீது அழுத்தத்தை உண்டாக்குகின்றன.

ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவு கொண்ட வாயு, பிஸ்டனைக் கொண்ட ஒரு சிலிண்டரில் அடைக்கப்பட்டிருப்பதாகக் கொள் வோம். எல்லாத் திசைகளிலும் இயங்கும் மூலக்கூறுகள் சிலிண்டரின் சுவர்கள் மற்றும் பிஸ்டன் மீது மோதுகின்றன. பிஸ்டன் ஒரு நொடியில் பெறும் மோதல்கள் 500 எனக் கொள். பிஸ்டனை சிலிண்டரின் நடுப்பகுதிக்கு நகர்த்தினால் மூலக்கூறுகள்

வியாபித்திருந்த இடைவெளி பாதியாகி விடும். இப்போது ஒரு அலகு பருமனில் இருக்கும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை இரு மடங்காக இருக்கும்; எனவே, இப்போது பிஸ்டன் ஒரு நொடியில் 1000 மோதல்களைப் பெற்றுக் கொண்டிருக்கும்; ஆகவே அழுத்தம் இருமடங்காக இருக்கும். பருமனை மூன்று மடங்கு குறையச் செய்தால், பின் மேற்கண்டவாறு காரணம்காட்டி, அழுத்தம் மூன்று மடங்காக அதிகரிக்கிறது என்ற முடிவை மேற்கொள்ள லாம். இது சோதனையின் மூலம் நிலைநாட்டப்பட்ட பாயில் மற்றும் மாரியோட்டியின் விதியை விளக்குவதாக உள்ளது; இவ்விதியின் படி, மாருத வெப்பநிலையில், எடுத்துக்கொண்ட நிறையுடைய ஒரு வாயுவின் அழுத்தம் அதன் கன அளவுடன் எதிர்விகித தொடர் புடையதாக இருக்கும்.

ஒரு வாயுவை சூடு செய்யும்போது அதன் மூலக்கூறுகளின் திசை வேகம் அதிகரிக்கிறது; எனவே, $\frac{1}{2}$ நிறை $\times$ (திசை வேகம்) $_2$க்குச் சமமாக உள்ள அவற்றின் இயக்க ஆற்றலும் அதிகரிக்கிறது. ஆகவே, பாத்திரத்தின் சுவர்கள் மீது மோதும் மூலக்கூறுகளின் தாக்கும் விசை அதிகரித்து வாயுவின் அழுத்தம் அதிகரிக்கிறது.

ஒரே வெப்பநிலையில் எல்லா வாயுக்களினுடைய மூலக்கூறுகளும் ஒத்த சராசரி இயக்க ஆற்றலை பெற்றுள்ளன என்பது இயக்கக் கொள்கையின் முக்கிய முடிவுகளில் ஒன்ருகும். இதன் பொருள் மூலக்கூறின் நிறை மாறும்போது, நிறை $\times$ (திசைவேகம்)$_2$ன் மதிப்பு மாருமல் இருக்குமாறு அதன் திசை வேகம் மாற்றம் பெறுகிறது என்பதாகும். எனவே, **ஒரு கொடுக்கப்பட்ட வெப்பநிலையில் வாயுவினுடைய மூலக்கூறுகளின் மோதல்களுக்கு கட்டுப்பட்ட வாயுவின் அழுத்தம் வாயுவின் ஒரு அலகு கன அளவில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்துள்ளது ஆனல் மூலக்கூறின் நிறையை, அதாவது வாயுவின் தன்மையைச் சார்ந்து இருக்கவில்லை** என அறியப்படுகிறது.

இரண்டு வாயுக்களின் மூலக்கூறுகளின் நிறைகளை m_1 மற்றும் m_2 எனவும் அவற்றின் சராசரி திசை வேகங்களை முறையே v_1 மற்றும் v_2 எனவும் குறிப்பிட்டால், பின், மேற்கூறப்பட்டதின் அடிப்படையில், பின்வருமாறு எழுதலாம்.

$$\frac{m_1 v_1^2}{2} = \frac{m_2 v_2^2}{2} \qquad (1)$$

எனவே,

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{m_2}}{\sqrt{m_1}} \quad . \quad (2)$$

அதாவது, மூலக்கூறுகளின் சராசரி திசை வேகங்கள் அவற்றின் மூலக்கூறு எடைகளின் வர்க்க மூலங்களுடன் எதிர் விகிதத் தொடர்புடையன.

இயக்கக் கொள்கை மூலக்கூறுகளின் சராசரி திசை வேகத்தை கணக்கிட்டு அறிய வழி வகுக்கிறது. இத்திசை வேகம் மிகவும் அதிகமாகவும் வெவ்வேறு வாயுக்களுக்கு வெவ்வேருகவும் உள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, 0°C-ல் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு ஒரு நொடியில் சராசரி 1,695 மீ. வேக வீதத்துடனும் ஆக்ஸிஜன் 430 மீ. வேக வீதத்துடனும் இயங்குகின்றன.

18. அணு எடைகளை நிர்ணயித்தல்

ஹைட்ரஜனைக் கொண்ட பல்வேறு சேர்மங்களை பகுத்தாய்ந்து தனிமங்களின் அணு எடைகளை நிர்ணயிக்க முதலில் முயற்சி எடுத்துக் கொண்டவர் டால்டன் ஆவர். ஆனல், பகுப்பாய்வின் வாயிலாகக் கிடைத்த விவரங்களிலிருந்து அணு எடைகளை கணக்கிடுவதற்கு பகுப்புக்கு உட்படுத்தப்பட்ட சேர்மத்திலுள்ள ஒவ்வொரு தனிமத்தினுடைய அணுக்களின் எண்ணிக்கையும் தெரிந்திருக்க வேண்டியிருந்தது. டால்டன் இவ்வெண்களை அறியாமல் இருந்ததால் அவரால் கணக்கிடப்பட்ட பல அணு எடைகள் பின்னர் சரியானவை அல்ல எனக் கண்டறியப்பட்டது.

1811-ல் அவகாட்ரோ, சமகன அளவுகளைக் கொண்ட வாயுக்களில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைச் சமமாக இருக்கும் என்ற அவரது கோட்பாட்டைத் தெரிவித்த அதே சமயத்தில் எளிய வாயுக்களினுடைய மூலக்கூறுகளின் அணு இயைபை நிர்ணயிக்கும் ஒரு முறையையும் தெரிவித்தார். ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் ஆகியவை பங்கு கொண்ட கன அளவுகளுக்கு இடையேயான வினைகளை ஆய்ந்தறிந்ததின் மூலம் இவ்வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் ஈரணுக்களால் ஆனவை என அறியப்பட்டது. எனவே, இங்கு குறிப்பிட்ட வாயுக்களில் ஏதேனும் ஒன்றின் அணு எடையைக் கண்டறிய அதன் மூலக்கூறு எடையை நிர்ணயித்து அதனை இரண்டால் வகுக்க வேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, குளோரினுடைய மூலக்கூறு எடை 71 என கண்டறியப்பட்டது; எனவே

குளோரினுடைய அணு எடை $= \frac{71}{2} = 35 \cdot 5$

அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்குப் பரவலாகப் பயன்படுத்தப்பட்ட வேறொரு முறையை 1858-ல் கென்னிஸாரோ தெரிவித்தார். இம்முறையின்படி, எடுத்துக்கொண்ட தனிமத்தைக் கொண்ட அதிக எண்ணிக்கையில் வாயு நிலை சேர்மங்கள் மற்றும் ஆவியாகும் தன்மையுடைய சேர்மங்களின் மூலக் கூறு, எடைகள் அவற்றின் ஆவி அடர்த்திகளைக் கொண்டு முதலில் கண்டுபிடிக்கப் படுகின்றன. பின், சேர்மங்களின் பகுப்பாய்வுகளின் வாயிலாகக் கிடைத்த முடிவுகளிலிருந்து ஒவ்வொரு சேர்மத்தின் மூலக் கூறிலும் எடுத்துக்கொண்ட தனிமத்தின் எடை அலகுகள் கணக்கிடப்படுகிறது. கிடைக்கும் எண்களில் மிகச்சிறியது அணு எடையாக ஏற்றுக்கொள்ளப்படுகிறது.

இம்முறையை விளக்கும் பொருட்டு கார்பனுடைய அணு எடையை எவ்வாறு நிர்ணயிப்பது எனக் காண்போம். அட்டவணை 1, கார்பனைக் கொண்ட பல சேர்மங்களின் மூலக்கூறு எடைகளையும் மற்றும் ஒவ்வொன்றிலும் கார்பனின் சதவீதத்தையும் காட்டுகிறது. அட்டவணையின் கடைசி பத்தி சதவீத இயைபிலிருந்து கணக்கிடப்பட்ட ஒவ்வொரு சேர்மத்தின் மூலக் கூறிலும் உள்ள கார்பனின் அளவைக் காட்டுகிறது.

அட்டவணை 1-ல் சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகளில் உள்ள கார்பனின் மிகக் குறைந்த எடை 12 ஆகும். எனவே, கார்பனின் அணு எடை 12-க்கும் அதிகமாக (எடுத்துக்காட்டாக, 24 அல்லது 36) இருக்க முடியாது என்பது தெளிவு. இல்லையெனின், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு, கார்பன் மோனாக்ஸைடு மற்றும் கார்பன் டைசல்ஃபைடின் மூலக்கூறுகள் பகுதியளவு கார்பன் அணுவை பெற்றிருக்க வேண்டும் எனக் கருதிக் கொள்வது அவசியமாகிறது. மாறாக, கார்பனின் அணு எடை 12-க்கும் குறைவாக இருக்கக் கூடும் என்பதற்கான காரணங்கள் ஏதும் இல்லை. அறியப்பட்ட எந்த கார்பன் சேர்மங்களிலும் மிகக்குறைந்த கார்பனின் அளவாக இருப்பது 12 அலகுகளே. வேதிவினைகளில் இந்த அளவு பிரிக்கப் படாமல் ஒரு மூலக்கூறிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு மாற்றம் பெறுகிறது. கார்பனின் மற்ற எல்லா அளவுகளும் 12-ன் முழுமடங்குகளாக உள்ளன; எனவே, இந்த எண்ணே கார்பனின் அணு எடையாகும்.

அணு எடைகளை நிர்ணயிக்கப் பயன்படுத்தப்பட்ட மேற்கண்ட முறையில் ஒரு குறையும் உள்ளது. அணு எடை எந்த அளவுக்குச் சரியானது என்பது ஆய்ந்தறியப்பட்ட சேர்மங்களின் எண்ணிக்கையைப் பொருத்து உள்ளது. அதிக எண்ணிக்கையில்

சேர்மங்கள் ஆய்ந்தறியப்பட்டிருப்பின், ஏதேனும் ஒரு சேர்மத்தில் அதன் மூலக்கூறில் ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்ட அணு எடையில் பகுதியளவு இருக்கக்கூடியத் தகவு குறைவாக இருக்கலாம். மேலும் வாயுநிலை அல்லது எளிதில் ஆவியாகும் சேர்மங்களை உண்டாக்கும் தனிமங்களின் அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கு மட்டும்தான் கெஃனிஸாரோ முறையைப் பயன்படுத்த முடியும். ஆனல் பெரும்பாலான உலோகங்கள் இதுபோன்ற சேர்மங்களை உண்டாக்குவதில்லை. எனவே, உலோகங்களின் மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கு வேமுெரு முறை பயன்படுத்தப் பட்டது. இம்முறை தனிமத்தின் அணு எடைக்கும் அதன் திண்ம

அட்டவணை 1

பல கார்பன் சேர்மங்களின் மூலக்கூறு எடைகளும் அவற்றில் கார்பனின் சதவீதமும்.

சேர்மம்	மூலக்கூறு எடை	கார்பனின் அளவு %	ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள கார்பனின் கார்பன் அலகுகளின் எண்ணிக்கை
கார்பன் டை ஆக்ஸைடு	44	27·27	12
கார்பன் மோனக்ஸைடு	28	42·86	12
அசிட்டிலீன்	26	92·31	24
கார்பன் டை சல்ஃபைடு	76	15·79	12
பென்சீன்	78	92·31	72
ஈத்தைல் ஈத்தர்	74	64·86	48
அசிட்டோன்	58	62·07	36
நாப்தலீன்	128	93·75	120

நிலை கனல் ஏற்புத் திறனுக்கும் இடையேயான தொடர்பின் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளது.

1819-ல் பல்வேறு உலோகங்களின் கனல் ஏற்புத்திறன்களை நிர்ணயிக்கும்போது, பிரஞ்சு அறிவியலார்கள் டூயுலாங் மற்றும் பெட்டிட், திண்மத் தனிமத்தின் அணு எடையையும் கனல் ஏற்புத் திறனையும் பெருக்கக் கிடைக்கும் பெருக்குத் தொகை ஒரு மாறுத எண்ணாகவும் மற்றும் *6.3*-க்குச் சமமாகவும் இருப்பதாகக் கண்டறிந்தனர். இந்தப் பெருக்குத் தொகை ஒரு தனிமத்தின் ஒரு கிராம் - அணுவின் வெப்பநிலையை ஒரு டிகிரி C-க்கு உயர்த்த தேவைப்படும் வெப்பமாக இருப்பதால் இது **அணு வெப்பம்** (Atomic Heat) எனப்படுகிறது. இத்தொடர்பு **டூயுலாங் - பெட்டிட்** (Dulong Petit) விதி எனப்படுகிறது.

தனிமங்களின் அணு வெப்பம் ஏறக்குறைய 6.3 கலோரி/கி - அணு - டிகிரி ஆகும்.

அட்டவணை 2 இதனை விளக்குகிறது.

அட்டவணை 2

சில தனிமங்களின் கனல் ஏற்புத்திறன்கள்

தனிமம்	அணு எடை	கனல் ஏற்புத் திறன் கலோ/கி-டிகிரி	அணு வெப்பம் கலோ / கி-அணு-டிகிரி
மக்னீசியம்	24·31	0·235	6·1
சல்ஃபர்	32·06	0·176	5·6
அயர்ன்	55·85	0·107	6·0
காப்பர்	63·54	0·092	5·9
சிங்க்	65·37	0·091	6·1
டின்	118·69	0·053	6·4
அயோடின்	126·90	0·052	6·6
கோல்டு	196·97	0·031	6·0
லெட்	207·19	0·031	6·3

டூயுலாங் - பெட்டிட் விதியிலிருந்து ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையைக் கண்டறிவதற்கு 6·3-ஐ அதன் கனல் ஏற்புத்திறனல்

வகுக்க வேண்டும் என அறிகிறோம்; பின்னதை சோதனையின் மூலம் எளிதில் நிர்ணயிக்கலாம்.

அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கான மேற்கண்ட முறைகள் எல்லாம் மிகவும் சரியான முடிவுகளைத் தருவதில்லை; ஆவி அடர்த்தி முறையில் மூலக்கூறு எடையை நிர்ணயிப்பது ஒரு சத அளவைவிடச் சிறந்திருப்பது அரிதாகவே உள்ளது; டியுலாங்-பெட்டிட் விதி அணு எடையை **ஏறக்குறைய** நிர்ணயிப்பதற்கே வழிவகுக்கிறது. இருப்பினும், இம்முறைகளில் ஏதேனும் ஒன்றின் வாயிலாக நிர்ணயிக்கப்பட்ட அணு எடையை அதன் சமான எடையுடன் ஒப்பிட்டு சரியாகத் திருத்தலாம்.

தனிமங்களின் சமான எடைகளை அவற்றின் பல்வேறு சேர்மங்களின் பகுப்பாய்வு முடிவுகளிலிருந்து மிகவும் துல்லிய மாக நிர்ணயிக்க முடிகிறது. ஒரு தனிமத்தின் அணு மற்றும் சமான எடைகளுக்கு இடையே ஒரு குறிப்பிட்ட தொடர்பு உள்ளது. ஒரு தனிமத்தின் அணு எடை எப்போதும் அதன் சமான எடையின் மடங்காகவே இருக்கிறது; அதாவது இது சமான எடைக்குச் சமமாகவோ அல்லது அதன் ஒரு முழு எண்ணின் மடங்காகவோ இருக்கும். இத்தொடர்பு, அணுக் கொள்கை மற்றும் சமான எடைக்கான வரைவிலக்கணத்திலிருந்து நேரடியாகப் பெறப்படுகிறது. உண்மையில், ஒரு தனிமத்தின் அணு 1.00707 கார்பன் அலகுகள் எடை கொண்ட ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவுடன் மட்டும் கூடின் அல்லது அதனை இடப் பெயர்ச்சி செய்யின், தனிமத்தின் சமான எடை அதன் அணு எடைக்குச் சமமாக இருக்கும் என்பது தெளிவு. ஆனல் தனிமத்தின் ஒரு அணு இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் கூடின் அதன் அணு எடையும் சமான எடையும் ஒன்ருக இருக்காது. இருப்பினும், பின்னது சிறிதும் தவறு இல்லாமல் ஒரு முழு எண் மடங்கு அளவில் அணு எடையைவிடக் குறைவாக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, ஆக்ஸிஜனின் சமான எடை (8) அதன் அணு எடையில் பாதியாக உள்ளது; ஏனெனில் ஆக்ஸிஜன் அணு இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் கூடுகிறது. அதாவது 16/2 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜன் 1 பங்கு எடை ஹைட்ரஜனுடன் கூடுகிறது. அலுமினியத்தின் சமான எடை அதன் அணு எடையில் $\frac{1}{3}$ மடங்காக உள்ளது; ஏனெனில் அதன் ஒரு அணு 3 ஹைட்ரஜன் அணுக்களை இடப் பெயர்ச்சி செய்கிறது.

எனவே, ஒரு தனிமத்தின் சமான எடையைக் கண்டறிய அதன் அணு எடையை அதனுடன் கூடும் ஹைட்ரஜன் அணுக்

களின் அல்லது அதனுல் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையால் வகுக்கவேண்டும். இங்கு வகுக்கும் எண் தனிமத்தின் இணைதிறனுகும்; எனவே, தனிமத்தின் சமான எடை என்பது அதன் அணு எடையை அதன் இணை திறனுல் வகுக்கக் கிடைப்பதாகும்.

$$\text{சமான எடை} = \frac{\text{அணு எடை}}{\text{இணை திறன்}}$$

இத் தொடர்பைப் பயன்படுத்தி, ஒரு தனிமத்தின் தோராய மான அணு எடையும் சமான எடையும் தெரிந்திருப்பின் அதன் சரியான அணு எடையை நிர்ணயிக்கலாம். இதற்காக, தோராய மான அணு எடையை சமான எடையால் வகுத்து முதலில் இணை திறனைக் கண்டறியவேண்டும். இணைதிறன் எப்போதும் முழு எண்ணுக இருப்பதால் கிடைக்கும் மதிப்பை அதன் நெருங்கிய முழு எண்ணுக மாற்றவேண்டும். பிறகு சமான எடையை இணை திறனுல் பெருக்கினுல் சரியான அணு எடை கிடைக்கும்.

எடுத்துக்காட்டு : இன்டியத்தின் சமான எடை 38.273; அதன் கனல் ஏற்புத் திறன் 0·053 கலோ/கி. டிகிரி. இன்டியத்தின் சரியான அணு எடையைக் காண்.

முதலில், டியுலாங் பெட்டிட் விதியைப் பயன்படுத்தி இன்டி யத்தின் தோராயமான அணு எடையை அறியலாம்.

$6·3:0·053 = 118·9$

பின் தோராய அணு எடையை சமான எடையால் வகுக்கக் கிடைப்பது இன்டியத்தின் இணைதிறனுகும்:

$118·9:38·273 = 3.1$ அல்லது 3 (சரியாக)

சமான எடையை இணைதிறனுல் பெருக்கினுல் நமக்குக் கிடைப்பது சரியான அணு எடையாகும்:

$38·273 \times 3 = 114·82$

இதுவரை விவரிக்கப்பட்டதோடு, அணு எடைகளை நிர்ண யிக்க வேறு முறைகளும் உள. அவற்றுள் சில பின்வரும் அத்தியா யங்களில் விவரிக்கப்படும்.

19. வேதிக் குறியீடுகள்

அறிவியலில் வேதிக்குறியீடுகளைப் பயன்படுத்தும் தற்கால முறை 1813-ல் பெர்ஸிலியஸ் என்பவரால் புகுத்தப்பட்டதாகும். அவர் தனிமங்களின் இலத்தின் பெயர்களின் முதல் எழுத்துக்களை

குறியீடாக வழங்கும் முறையைத் தெரிவித்தார். எடுத்துக் காட்டாக, ஆக்ஸிஜன் (Oxygen, Oxygenium) O எனவும் சல்ஃபர் (Sulfur) S எனவும், பொட்டாசியம் (Potassium, kalium) K எனவும், குறிப்பிடப்படுகிறது. பல்வேறு தனிமங்களின் பெயர்கள் ஒத்த எழுத்தில் தொடங்கும்போது, முதல் எழுத்தை அடுத்துள்ள ஏதேனும் ஒரு எழுத்து சேர்த்துக் கொள்ளப்படுகிறது. எடுத்துக் காட்டாக, கார்பன் (Carbon, Carboneum) C என்றும், கால்சியம் (Calcium) Ca என்றும், காப்பர் (Copper, Cuprum) Cu என்றும் குறிப்பிடப்படுகிறது.

வேதிக் குறியீடுகள் தனிமங்களினுடைய பெயர்களின் சுருக்கம் மட்டும் அல்ல; ஒரு குறிப்பிட்ட அளவறி பொருளேயும் கொண்டுள்ளது. ஒவ்வொரு குறியீடும் தனிமத்தின் ஒரு அணுவை அல்லது எண்ணளவில் தனிமத்தின் அணு எடையைக் குறிக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, O என்பது ஒரு அணு அல்லது ஆக்ஸிஜனின் 16 பங்கு எடையைக் குறிக்கும்; Cl—குளோரினுடைய ஒரு அணு அல்லது அதன் 35·5 பங்கு எடையைக் குறிக்கும்.

வேதிக்குறியீடுகளேக் கூட்டினல் பல்வேறு பொருள்களின் வேதிவாய்ப்பாடுகள் கிடைக்கும். ஒரு தனிமத்தின் குறியீடு அதன் அணுவைக் குறிப்பதுபோல, ஒரு பொருளின் வாய்ப்பாடு அதன் மூலக்கூறை அல்லது எண்ணளவில் அதன் மூலக்கூறு எடையைக் குறிக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, வாய்ப்பாடு H_2O நீரின் ஒரு மூலக் கூறை அல்லது அதன் 18 பங்கு எடையைக் குறிக்கும்.

எளிய பொருள்களும் வாய்ப்பாடுகள் கொண்டு குறிக்கப் படுகின்றன. இவை எளிய பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் எத்தனே அணுக்களேப் பெற்றுள்ளன என்பதைத் தெரிவிக்கின்றன. எடுத் துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜனின் வாய்ப்பாடு H_2 எளிய பொருளி னுடைய மூலக்கூறின் அணு இயைபு தெரியாமல் இருப்பின் அதனே எளிய முறையில் குறிப்பிட தனிமத்தின் குறியீட்டை மட்டும் பயன் படுத்துகிறோம்.

இவ்வாறு, தனிமங்களின் குறியீடுகள் மற்றும் பொருள்களின் வாய்ப்பாடுகள் வேதியியலில் இரண்டு காரணங்களுக்காகப் பயன் படுகின்றன: (1) அவை அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளேக் குறிக்கின்றன: (2) அவை அணு அல்லது மூலக்கூறு எடைகளுக்கு உரிய எடைகளேக் குறிக்கின்றன. வினைகளே வேதிச் சமன்பாடு கள் கொண்டு தெரிவிக்கும்போது குறியீடுகளும் வாய்ப்பாடுகளும் வினைபுரியும் பொருள்களின் அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளேக் குறிக்கின்றன; மற்றும் எல்லா வேதிக் கணக்கீடுகளிலும் இவை

அவற்றின் அணு மற்றும் மூலக்கூறு எடைகளுக்குரிய (பொதுவாக கிராம்-அணுக்கள் மற்றும் கிராம்-மூலக்கூறுகள்) எடைகளைத் தெரிவிப்பவைகளாக இருக்கும்.

20. வேதி வாய்ப்பாடுகளை வருவித்தல்

ஒரு சிக்கலான பொருளின் வாய்ப்பாட்டை வருவிப்பதற்கு, அது பெற்றுள்ள தனிமங்கள் மற்றும் அவை கூடியிருக்கும் எடை விகிதங்கள் ஆகியவை பகுப்பாய்வு முறையில் முதலில் நிர்ணயிக்கப்பட வேண்டும். பொதுவாக, ஒரு சிக்கலான பொருளின் இயைபு சதவிகிதங்களாக தெரிவிக்கப்படும்; ஆனால் இதனை, பொருளில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் நிறைகளுக்கு இடையேயான விகிதங்களைக் காட்டும் வேறு எந்த வகை எண்களாலும் தெரிவிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, *52·93%* அலுமினியம் மற்றும் *47·07%* ஆக்ஸிஜனையும் கொண்ட அலுமினியம் ஆக்ஸைடின் இயைபு. அலுமினியமும் ஆக்ஸிஜனும் *9:8* என்ற எடை விகிதத்தில் கூடியிருக்கின்றன என நாம் கூறினால் முழுமையாக வரையறுக்கப்பட்டதாகும்; அதாவது ஒவ்வொரு *9* பங்கு எடை அலுமினியத்துடனும் *8* பங்கு எடை ஆக்ஸிஜன் கூடியிருக்கும் விகிதம் *9:8*, விகிதம் *52·93: 47·07* விகிதத்திற்குச் சமமாக இருக்க வேண்டும்.

சிக்கலான பொருளின் எடை இயைபு மற்றும் அதில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் அணு எடைகள் தெரிந்திருப்பின், பொருளின் மூலக்கூறிலுள்ள ஒவ்வொரு தனிமத்தினுடைய அணுக்களின் சார்பு எண்ணிக்கையை எளிதில் கணக்கிட்டு அதிலிருந்து பொருளின் எளிய வாய்ப்பாட்டை நிர்ணயிக்கலாம்.

36% கால்சியம் மற்றும் *64%* குளோரினைக் கொண்ட கால்சியம் குளோரைடின் வாய்ப்பாட்டை வருவிக்க வேண்டும் எனக் கொள்வோம். கால்சியத்தின் அணு எடை $=40$. குளோரினுடைய அணு எடை $=35·5$.

கால்சியம் குளோரைடு மூலக்கூறிலுள்ள கால்சியம் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை x எனவும் குளோரின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை y எனவும் கொள்க. ஒரு கால்சியம் அணுவின் எடை *40* கார்பன் அலகுகளாகவும் ஒரு குளோரின் அணு *35·5* கார்பன் அலகுகளாகவும் [1] இருப்பதால், கால்சியம் குளோரைடில் உள்ள கால்சியம் அணுக்களின் மொத்த நிறை $40x$ ஆகவும்

[1] மிகவும் சரியாக 40·08 மற்றும் 35·453 கார்பன் அலகுகள்.

குளோரின் அணுக்களின் மொத்த நிறை $35{\cdot}5y$ ஆகவும் இருக்கும்; இந்த எண்ணிக்கைகளின் விகிதம், கால்சியம் குளோரைடினுடைய எந்த அளவிலும் இருக்கக்கூடிய கால்சியம் மற்றும் குளோரினுடைய எடைகளின் விகிதத்திற்குச் சமமாக இருக்கும் என்பது தெளிவு. ஆனல் பின்னதின் விகிதம் 36:64 ஆகும்.

விகிதங்களைச் சமனுக்கக் கிடைப்பது,

$$40x : 35{\cdot}5y = 36:64$$

எனவே, $$x : y = \frac{36}{40} : \frac{64}{35.5} = 0{\cdot}9 : 1{\cdot}8$$

எண்கள் 0·9 மற்றும் 1·8 கால்சியம் குளோரைடு மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் விகிதத்தைத் தெரிவிக்கின்றன; இவை பின்னங்களாக உள்ளன. ஆனல் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்கள் முழு எண்கள் அளவிலேயே காணப்படும். விகிதம் $x{:}y$ ஐ முழு எண்களாகத் தெரிவிக்க இரண்டாவது விகிதத்திலுள்ள எண்களை அவற்றுள் சிறிய எண்ணல் வகுக்கிறேம்.

$$x : y = 1 : 2$$

எனவே, கால்சியம் குளோரைடு மூலக்கூறின் ஒவ்வொரு கால்சியம் அணுவுடனும் இரண்டு குளோரின் அணுக்கள் இணைந்திருக்கின்றன. இந்த நிபந்தனை பின்வரும் வாய்ப்பாடுகளினுலும் நிறைவேற்றப்படுகின்றன. $CaCl_2$, Ca_2Cl_4, Ca_3Cl_6 மற்றும் பல. இவற்றுள் எவை கால்சியம் குரோரைடு மூலக்கூறின் உண்மையான அணு இயைபுடன் ஒத்துள்ளது என அறிவதற்கு எவ்வித புள்ளிவிவரமும் இல்லையாதலால்,இவற்றுள் எளிய வாய்ப்பாடான $CaCl_2$-ஐ தேர்ந்தெடுக்கிறேம்; இது கால்சியம் குளோரைடு மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்களின் எளிய எண்களைத் தெரிவிப்பதாக உள்ளது.

இருப்பினும், பொருளின் நிறை இயைபுடன் அதன் மூலக்கூறு எடையும் தெரிந்திருப்பின், அதன் வாய்ப்பாட்டை தெரிந்தெடுப்பதில் எவ்வித சார்பு முறையும் இருக்க முடியாது. இந்த எடுத்துக்காட்டில், வாய்ப்பாட்டை வருவிப்பதில் எவ்வித சிரமமும் இல்லை; இதர மூலக்கூறின் உண்மையான இயைபை தெரிவிக்கிறது.

பின்வரும் எடுத்துக்காட்டைக் கவனிக்கவும்:

பகுப்பாய்விலிருந்து, குளுக்கோஸ் 4·5 பங்கு கார்பனையும் 0·75 பங்கு ஹைட்ரஜனையும் மற்றும் 6 பங்கு ஆக்ஸிஜனையும்

எடையளவில் பெற்றுள்ளது என அறியப்படுகிறது. குளுக்கோஸின் வாய்ப்பாட்டை வருவி.

மேற்கண்ட எடுத்துக்காட்டில் பார்த்தபடி, முதலில் குளுக்கோஸ் மூலக்கூறிலுள்ள கார்பன் (அணு எடை 12), ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்கு இடையேயான விகிதத்தை கண்டறிய வேண்டும். கார்பன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை x எனவும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை y எனவும் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை z எனவும் வைத்துக் கொண்டால், விகிதத்தை பின்வருமாறு எழுதலாம்:

$$12x : y : 16z = 4{\cdot}5 : 0{\cdot}75 : 6$$

எனவே,

$$x : y : z = \frac{4{\cdot}5}{12} : \frac{0{\cdot}75}{1} : \frac{6}{16} = 0{\cdot}375 : 0{\cdot}75 : 0{\cdot}375$$

சமன்பாட்டின் வலது பக்கமுள்ள எல்லா மூன்று எண்களையும் $0{\cdot}375$ ஆல் வகுக்கக் கிடைப்பது:

$$x : y : z = 1 : 2 : 1$$

எனவே, குளுக்கோஸின் எளிய வாய்ப்பாடு CH_2O. ஆனல் இந்த வாய்ப்பாட்டின்படி கணக்கிடப்பட்ட மூலக்கூறு எடை 30 ஆகும்; ஆனல் குளுக்கோஸின் உண்மையான மூலக்கூறு எடை 180; அதாவது ஆறு மடங்கு அதிகமாகும். எனவே குளுக்கோஸின் வாய்ப்பாடு $C_6H_{12}O_6$

மூலக்கூறு எடை நிர்ணயிப்புகள் மற்றும் பகுப்பாய்வு விவரங்களின் அடிப்டையில் அமைந்த வாய்ப்பாடுகள் மூலக்கூறிலுள்ள உண்மையான அணுக்களின் எண்ணிக்கையைத் தெரிவிக்கின்றன. இவை **உண்மையான** வாய்ப்பாடுகள் அல்லது **மூலக்கூறு** வாய்ப்பாடுகள் எனப்படுகின்றன; பகுப்பாய்வு விவரங்களிலிருந்து மட்டும் வருவிக்கப்பட்ட வாய்ப்பாடுகள் மிக **எளிய** (simplest) அல்லது **முற்றுரு** (empiric) வாய்ப்பாடுகள் எனப்படுகின்றன.

இப்போது வேதி வாய்ப்பாடுகளை வருவிக்கின்ற முறை தெரியுமாதலால் மூலக்கூறு எடைகள் எவ்வாறு சரியாக நிர்ணயிக்கப் படுகின்றன என்பதை எளிதில் அறிந்து கொள்ள முடியும். மேலே குறிப்பிட்டது போல, மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கு பயன்படுத்தப்படும் முறைகள் எல்லாம் சரியான முடிவுகளை

பெரும்பாலான சேர்மங்களுக்கு தருவதில்லை. ஆனால், குறைந்தது தோராயமான மூலக்கூறு எடை மற்றும் பொருளின் சதவீத இயைபும் தெரிந்திருக்குமானால், பொருளினுடைய மூலக்கூறின் அணு இயைபைத் தெரிவிக்கும் வாய்ப்பாட்டை நிர்ணயிக்கலாம். மூலக்கூறின் நிறை அதில் அடங்கியுள்ள அணுக்களின் மொத்த நிறைக்குச் சமமாக இருத்தலால், பொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கார்பன் அலகில் நிர்ணயிக்க முடியும். இதற்காக மூலக்கூறை உருவாக்கும் அணுக்களின் நிறைகளைக் கூட்ட வேண்டும். இவ்வாறு கண்டறியப்படும் மூலக்கூறு எடையின் துல்லியத் தன்மை அணு எடைகளில் காணப்படுவது போலவே இருக்கும்.

ஒரு வேதிச் சேர்மத்தின் வாய்ப்பாட்டை நிர்ணயிக்கும் முறையை தனிமங்களின் **இணைதிறன்** அடிப்படையில் பல எடுத்துக்காட்டுகளில் எளிதாக்க முடிகிறது.

ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறன் என்பது அதன் அணுக்கள் வேறொரு தனிமத்தின் ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையுள்ள அணுக்களுடன் கூடும் அல்லது அவற்றை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் பண்பு ஆகும் என்பதை நினைவில் கொள்ள வேண்டும்.

ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறன் என்பது அத்தனிமத்துடன் கூடும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை (அல்லது ஓரிணை திறனுடைய வேறு எந்த தனிமமாக இருந்தாலும்) அல்லது தனிமத்தினால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை என வரையறுக்கலாம்.

இணைதிறன் பற்றிய புது வேதயியலின் சிறப்புமிக்க கருத்து அத்தியாயம் V-ல் விவரிக்கப்படும்.

இணைதிறன் கொள்கை, தனிப்பட்ட அணுக்களுக்கு மட்டும் அல்லாது வேதிச் சேர்மங்களின் இயைபில் அடங்கிய மற்றும் வேதி வினைகளில் ஒரு முழுத் தொகுதியாகப் பங்குபெறும் தன்மையுடைய அணுக்களின் தொகுதிக்கும் பொருந்துவதாக உள்ளது; இதுபோன்ற அணுத் தொகுதிகள் **உறுப்புகள்** (Radicals) எனப்படும் கனிம வேதியியலில் மிகவும் முக்கியமாக உள்ள உறுப்புகள்: (1) ஹைட்ராக்சில் உறுப்பு OH; (2) அமில உறுப்புகள், (3) கார உறுப்புகள்.

ஒரு நீர் மூலக்கூறிலிருந்து ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு நீக்கப்படின் **ஹைட்ராக்சில் உறுப்பு** உண்டாகிறது. நீர் மூலக்கூறில்

ஹைட்ராக்சில் உறுப்பு ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவுடன் கூடியுள்ளது. எனவே OH உறுப்பு ஓரிணை திறனுடையது.

அமில உறுப்புகள் என்பன அமில மூலக்கூறுகளின் அணுக்களின் தொகுதிகளாகும் (சில சமயங்களில் தனி அணுக்களாகவும் இருக்கும்); இவை ஒன்றுஅல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் அமில மூலக்கூறுகளிலிருந்து உலோகங்களினல் இடப் பெயர்ச்சி அடைந்தபிறகு எஞ்சியிருப்பவை எனக் கருதிக் கொள்ளலாம். இத் தொகுதிகளின் இணைதிறன் நீக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைப் பொருத்து உள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, சல்ஃபூரிக் அமிலம் இரண்டு அமில உறுப்புகளை உண்டாக்குகிறது: ஒன்று ஓரிணை திறன் கொண்ட HSO_4; மற்றொன்று ஈரிணைதிறன் கொண்ட SO_4 பாஸ்பாரிக் அமிலம், H_3PO_4 மூன்று அமில உறுப்புகளை உண்டாக்குகிறது. முவிணை திறன் PO_4; ஈரிணை திறன் HPO_4 மற்றும் ஓரிணைதிறன் H_2PO_4 ஆகியவை.

காரங்களின் மூலக்கூறுகளிலிருந்து ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ராக்சில் உறுப்புகளை நீக்கிவிட்டதாகக் கொண்டால், எஞ்சியிருக்கும் அணுக்கள் அல்லது அணுக்களின் தொகுதிகளை **கார உறுப்புகள்** என்கிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, $Fe(OH)_3$ மூலக்கூறிலிருந்து ஹைட்ராக்சில் உறுப்பைப் படிப் படியாக நீக்கினல், பின்வரும் கார உறுப்புகள் கிடைக்கன்றன. $Fe(OH)_2$, FeOH மற்றும் Fe. இவற்றின் இணைதிறன்கள் இவற்றிலிருந்து நீக்கப்பட்ட ஹைட்ராக்சில் உறுப்புகளின் எண்ணிக்கையினல் நிர்ணயிக்கப்படுகின்றன; $Fe(OH)_2$ ஓரிணை திறனுடையது; FeOH ஈரிணை திறனுடையது; Fe மூவிணை திறனுடையது.

ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளைக் கொண்ட கார உறுப்புகள் **கார உப்புகள்** எனப்படும் சேர்மங்களின் இயைபு உறுப்புகளாகும். கார உப்புகளை, காரங்களில் சில ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளை அமில உறுப்புகளினல் இடப்பெயர்ச்சி செய்வதால் கிடைக்கும் பொருள்கள் எனக் கருதலாம். எடுத்துக்காட்டாக, $FeOH_3$ மூலக்கூறிலிருந்து இரண்டு ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகள் ஒரு சல்ஃபேட் உறுப்பால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படின் $FeOHSO_4$ கார உப்பு கிடைக்கிறது; $Bi(OH)_3$-லிருந்து ஒரு ஹைட்ராக்சில் தொகுதியை ஒரு நைட்ரேட் தொகுதியால் பதிலீடு செய்யக் கிடைப்பது $Bi(OH)_2NO_3$ என்ற கார உப்பு.

தனிப்பட்ட தனிமங்கள் மற்றும் உறுப்புகளின் இணைதிறன் பற்றி அறிந்திருப்பது, பல வேதிச் சேர்மங்களின் வாய்ப்பாடுகளை

எளிதில் வருவிப்பதற்கு உதவுகிறது; இது மனதில் நிறுத்த வேண்டிய சிரமத்தைக் குறையச் செய்கிறது.

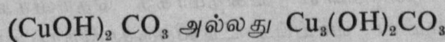
ஆக்ஸைடுகள், காரங்கள் மற்றும் இயல்பான உப்புகள் போன்ற எளிய சேர்மங்களின் வாய்ப்பாடுகளை வருவிப்பது பற்றி அடிப்படை வேதியியலில் மிகவும் விரிவாக விவரிக்கப்படுவதால், இங்கு அமில மற்றும் கார உப்புகளின் வாய்ப்பாடுகளை வருவிப்பதற்கான சில எடுத்துக்காட்டுகளை மட்டும் கவனிப்போம்.

எடுத்துக்காட்டு 1. கார்போனிக் அமிலத்தின் அமில உப்பான கால்சியம் பைகார்பனேட்டின் வாய்ப்பாட்டை வருவி:

இவ்வுப்பின் இயைபில் கால்சியம் அணுக்களும் ஓரிணை திறன் கொண்ட அமில உறுப்புகளும் HCO_3யும் அடங்கும் கால்சியம் ஈரிணை திறனுடையதாக இருப்பதால், ஒவ்வொரு கால்சியம் அணுவுடனும் இரண்டு அமில உறுப்புகள் இணைந்திருக்க வேண்டும். எனவே, உப்பின் வாய்ப்பாடு $Ca(HCO_3)_2$.

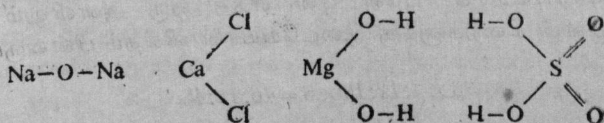
எடுத்துக்காட்டு 2. கார்போனிக் அமிலத்தின் கார காப்பர் உப்பின் வாய்ப்பாட்டை வருவி.

இந்த உப்பில் ஓரிணை திறன் கொண்ட Cu OH உறுப்புகளும் ஈரிணை திறன் கொண்ட அமில உறுப்புகளும் CO_3 அடங்கி இருக்க வேண்டும். எனவே உப்பின் வாய்ப்பாடு :



$$(CuOH)_2\,CO_3 \text{ அல்லது } Cu_2(OH)_2CO_3$$

மூலக்கூறுகளின் இயைபை அமைப்பு வாய்ப்பாடுகள் மூலம் தெரிவித்தால், இணை திறன் அடிப்படையில் வாய்பாடுகளை வருவிக்கும் விதி எளிதில் விளங்கும். பின் வருபவை சில எளிய சேர்மங்களின் அமைப்பு வாய்ப்பாடுகள் ஆகும்.



அமைப்பு வாய்ப்பாடுகள் சேர்மத்தின் மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்கள் எவை என்பதைத் தெரிவிப்பதோடு அவை எவ்வாறு இணைந்துள்ளன என்பதையும் தெரிவிக்கின்றன. பல எடுத்துக் காட்டுகளில் இவ்வாய்ப்பாடுகள் சேர்மத்தின் பல்வேறு பண்புகளை விளக்குவதற்கும் அதில் அடங்கியுள்ள இயைபு அணுக்களின் இணைதிறன்களை தெளிவாக்குவதற்கும் உதவுகின்றன. இவை, முக்கியமாக மிகவும் சிக்கலான மூலக்கூறுகள் பங்குபெறும் கரிம வேதியியலில் மிகவும் முக்கியத்துவம் பெற்றுள்ளன.

21. கணக்கீடுகளுக்கு வாய்ப்பாடுகளைப் பயன்படுத்துதல்

ஒரு பொருளின் வேதி வாய்ப்பாடு பலமுக்கியத் தகவல்களை வேதியியலாருக்கு வழங்குகின்றது. இது, முதலில் பொருளில் அடங்கியுள்ள தனிமங்கள் எவை என்பதையும், அதன் மூலக் கூறிலுள்ள ஒவ்வொரு தனிமத்தினுடைய அணுக்களின் எண்ணிக் கையையும் தெரிவிக்கிறது. பிறகு, இது பொருளுக்குரிய பல்வேறு முக்கிய மதிப்புகளை கணக்கிடுவதற்கு வழிவகுக்கிறது. மிக முக்கிய வகை கணக்கீடுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

1. வாய்ப்பாட்டை கொண்டு மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் மொத்த அணு எடைகளைக் கூட்டி **மூலக்கூறு எடை** கணக்கிடப் படுகிறது. இவ்விதம் பெறப்படும் மூலக்கூறு எடைகள் எந்த அளவிற்குச் சரியானவை என்பதை மேலே கொடுக்கப்பட்ட பத்தியில் கூறப்பட்டுள்ளது.

2. **ஒரு சிக்கலான பொருளின் எடையளவு இயைபு:** எந்த ஒரு பொருளாக இருப்பினும் அதன் இயைபை அதில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் நிறைகளின் விகிதமாகத் தெரிவிக்கலாம். இவ் விகிதம் பொருளின் வாய்ப்பாட்டிலிருந்து நேரடியாகப் பெறப் படுகிறது. எடுத்துக் காட்டாக, சோடியம் கார்பனேட்டின் வாய்ப் பாட்டிலிருந்து Na_2CO_3, ஒவ்வொரு இரண்டு சோடியம் அணுக் களுடனும் ஒரு கார்பன் மற்றும் மூன்று ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் இணைந்திருக்கின்றன என அறிகிறோம். அணுஎடை சோடியத் திற்கு 23, கார்பனுக்கு 12 மற்றும் ஆக்ஸிஜனுக்கு 16 என இருப்ப தால், சோடியம் கார்பனேட்டின் எந்த ஒரு அளவிலும் இத் தனிமங்களின் நிறைகளுக்கு இடையேயான விகிதம் பின்வருமாறு:

$$23 \times 2 : 12 : 16 \times 3 = 46 : 12 : 48$$

ஒரு பொருளில் அடங்கியுள்ள ஒவ்வொரு தனிமத்தினுடைய சதவிகித இயைபை எளிதில் நிர்ணயித்து விடலாம்.

3. வாயு நிலையிலுள்ள பொருளின் அடர்த்தி : இந்த கணக்கீட்டைச் செய்வதற்கு $d = \frac{M}{M_1}$ என்ற வாய்ப்பாடு பயன்படுத்தப் படுகிறது. இங்கு d—பொருளின் அடர்த்தி; M—பொருளின் மூலக் கூறு எடை; M_1—வாயுவின் மூலக்கூறு எடை. இதன் அடிப் படையில்தான் அடர்த்தி நிர்ணயிக்கப்படுகிறது.

4. $0°C$-ல் மற்றும் 760 மி. மீ. Hg அழுத்தத்தில் ஒரு லிட்டர் வாயுவின் நிறை. எந்த வாயுவாக இருந்தாலும் STP-யில் அதன் ஒரு கிராம்—மூலக் கூறு எடை வியாபிக்கும் கன அளவு 22.4 லி. ஆகும்; எனவே, இதே சூழ்நிலையில் 1 லிட்டர் வாயுவின் நிறை (m) அதன் கிராம்—மூலக்கூறை 22.4 ஆல் வகுக்கக் கிடைப்பதற்கு சமமாக உள்ளது:

$$m = \frac{\text{கிராம்—மூலக்கூறு}}{22.4}$$

5. வாயுவின் ஏதேனும் ஒரு எடையினால் வியாபிக்கப்படும் கன அளவு. வாயுவை $0°C$ வெப்ப நிலையிலும் 760 மி. மீ. Hg அழுத் தத்திலும் எடுத்துக் கொண்டால், கிராம்—மூலக்கூறு கன அளவின் அடிப்படையில் கணக்கீட்டை எளிதில் செய்யலாம்.

ஆனால், வாயு வேறு வெப்ப நிலைகளிலும் மற்றும் வேறு அழுத் தங்களிலும் இருப்பின், கன அளவை பின் கண்ட சமன்பாட்டின் படி கணக்கிடலாம்:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

இதே சமன்பாட்டை, எடுத்துக் கொண்ட எந்த சூழ்நிலைகளி லும் வாயுவினுடைய எந்த கன அளவிற்குரிய நிறையை வேண்டு மானாலும் கணக்கிட்டு அறிவதற்குப் பயன்படுத்தலாம்.

22. வேதிச் சமன்பாடுகளும், அவற்றின் அடிப்படையில் அமைந்த கணக்கீடுகளும்.

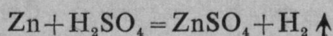
அணு மற்றும் மூலக்கூறு கொள்கையின்படி, ஒருவகைப் பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் வேறொரு வகைப் பொருள் களின் மூலக் கூறுகளாக மாறுவது வேதி வினையாகும்; உண்டான பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் வினைபுரிந்த மூலக் கூறுகளின் அதே அணுக்களைப் பெற்றிருக்கும். வினைபுரியும் பொருள்கள் மற்றும் வினையின் காரணமாக உண்டான பொருள்

களின் மூலக்கூறு இயைபை தெரிந்து கொண்டால், எந்த ஒரு வினையாக இருப்பினும் அதனை **வேதிச் சமன்பாட்டின்** மூலம் தெரிவிக்கலாம்.

ஒருவேதிச் சமன்பாடு என்பது, வேதி வாய்பாடுகளைப் பயன்படுத்தி ஒரு வேதி வினையை சுருக்கமான முறையில் தெரிவிப்பதாகும். இதுபோன்ற சமன்பாடுகளில் எடுத்துக்கொண்ட பொருள்களின் (வினைபொருள்கள்) வாய்ப்பாடுகளை சமன்குறிக்கு இடதுபக்கமாகவும் உண்டான பொருள்களின் (விளைபொருள்கள்) வாய்ப்பாடுகளை வலது பக்கமாகவும் எழுதுகின்றோம். வினையின் போது அணுக்களின் எண்ணிக்கை மாறுமல் இருப்பதால், சமன் பாடு சரியாக எழுதப்பட்டிருப்பின், சமன்பாட்டின் இடதுபக்கம் மற்றும் வலதுபக்கம் உள்ள ஒவ்வொரு தனிமத்தினுடைய அணுக் களின் எண்ணிக்கையும் சமமாக இருத்தல் வேண்டும்.

ஒரு வினையின் சமன்பாட்டை எழுதுவதற்கு, வினைபுரியும் பொருள்கள் எவை எவை, மற்றும் வினையின்போது விளையும் பொருள்கள் எவை எவை என்பது சரியாகத் தெரிந்து இருக்க வேண்டும். ஒரு வேதி வினை என்பது சோதனையின் அடிப்படை யில் நிர்ணயிக்கப்பட்டவைகளைத் தெரிவிப்பதாகும். சமன்பாட்டின் இடதுபக்கம் வினைபுரியும் பொருள்களின் வாய்ப்பாடுகளை எழுதிய பிறகு, சமன்பாட்டின் வலது பக்கம் அவற்றை நமது எண்ணப்படி புதிய பொருள்களாக மாற்றி அமைக்க முடியாது.

ஒத்த வினைகளை மிகவும் கவனமாக ஆய்ந்தறிந்தால், சில சமயங்களில் விளைபொருள்களை முன்கூட்டியே தெரிவிக்க முடி கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு அமிலம் ஒரு காரத்துடன் அல்லது ஒரு உலோக ஆக்ஸைடுடன் வினைபுரிந்தால் உண்டாகும் விளைபொருள்கள் எப்போதும் உப்பும் நீரும் ஆகும் என்பது தெரிந்ததே; ஒரு அமிலம் ஒரு உப்புடன் வினைபுரியும்போது எப்போதும் வேறொரு புதிய உப்பும் ஒரு புதிய அமிலமும் உண் டாகின்றன. இருப்பினும், இவற்றிலும்கூட எதிர்பாராத விளைபொருள்கள் உண்டாகலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரோ குளோரிக் மற்றும் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலங்கள் பல உலோகங் களுடன் வினை புரியும்போது ஹைட்ரஜன் வெளிப்படுகிறது; எடுத் துக்கொண்ட உலோகங்களின் உப்புகள் உண்டாகின்றன.



$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

ஆனல், நைட்ரிக் அமிலம் சிங்க் உலோகத்துடன் வினைபுரி வதைத் தெரிவிப்பதற்கு மேற்கண்டது போன்ற சமன்பாட்டை

எழுதினால் அது பெரும் தவறாக முடியும்; ஏனெனில், உலோகங்கள் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியும்போது, ஒரு விதியைப் போல, ஹைட்ரஜன் வெளிப்படுவதில்லை. இந்த எடுத்துக்காட்டு, 'ஒப்பீட்டு முறையில்' பெறப்படும் முடிவுகள் எப்போதும் நம்பத் தகுந்தவை அல்ல என்பதை விளக்குகிறது. எனவே இம் முறையை முடிந்தவரை பின்பற்றக் கூடாது.

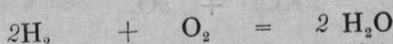
சமன்பாடுகளை எழுதும்போது, சமன்பாட்டின் இருபுறமும் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையை சமன்செய்யும் போது, பொருள்களின் வாய்ப்பாடுகளை மாற்றக்கூடாதுஎன்பதை மனதில் வைத்துக் கொள்ள வேண்டும். சமன்பாடுகளைச் சமன் செய்வதற்குச் சரியான குணகங்களைத் தேர்ந்தெடுக்க வேண்டும்.

சில சமயங்களில், ஒரு வினையில் எவையெவை வினைப் பொருள்கள் எவையெவை விளைபொருள்கள் என்று மட்டும் குறிப்பிட்டு சமன்பாடு செய்யப்படாமல் விட்டிருக்கலாம். அப்போது, சமன்குறிகுப் பதிலாக வினைபொருள்களை நோக்கிய திசையில் ஒரு அம்புக்குறியைப் பயன்படுத்த வேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு எரிதலை பின்வருமாறு எழுதலாம்.



$$H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + SO_2$$

நடைமுறையில் வேதிச் சமன்பாடுகள் பலவேறு வகையான கணக்கீடுகளைச் செய்வதற்குப் பயனாகின்றன. ஒரு வேதிச் சமன்பாட்டில் உள்ள ஒவ்வொரு வாய்ப்பாடும் ஒரு மூலக்கூறை தெரிவிப்பதோடு பொருளின் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையை அதாவது மூலக்கூறு எடையை தெரிவிப்பதாகவும் உள்ளது என்பதை நினைவு கொள்ள வேண்டும். வாய்ப்பாட்டிற்குப் பதிலாகப் பொருள்களின் எடைகளைப் பதிலீடுச் செய்து வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களின் எடை விகிதங்களைக் கண்டறியலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி நீர் உண்டாகும் வினையின் சமன்பாட்டைப் பின்வருமாறு எழுதலாம்:



$$2H_2 \quad + \quad O_2 \quad = \quad 2\,H_2O$$

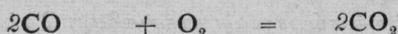
2 மோல்கள்	1 மோல்	2 மோல்கள்
$2 \times 2 = 4$ கி	32 கி	$2 \times 18 = 36$ கி.

சமன்பாட்டிலிருந்து, 4 கி ஹைட்ரஜன் 32 கி ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி 36 கி நீரை உண்டாக்குகிறது என அறியப்படுகிறது.[1]

[1] வினைபுரியும் பொருள்களின் எடைகளை கிராம் என்று தெரிவிப்பதற்குப் பதிலாக கிலோ கிராம் அல்லது டன் என்ற அலகு மூலமும் தெரிவிக்கலாம்; இது எடை விகிதத்தை மாற்றுவதில்லை.

ஒரு வினையின் சமன்பாட்டை எழுதி, பின் அதனைக் கொண்டு வினைபுரியும் பொருள்களின் கிராம் — மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயித்துவிட்டால், வினையை மீண்டும் ஒரு சோதனைச் சாலையில் அல்லது தொழிற்சாலையில் நடத்துவதற்குத் தேவையான கணக்கீடுகளைச் செய்யலாம்.

வாயுநிலைப் பொருள்களுக்கு இடையே ஒரு வினை நிகழும்போது, அதன் சமன்பாடு நிறைகளோடு வினைபுரியும் வாயுக்களின் கன அளவுகளுக்கு இடையேயான சார்பு விகிதங்களையும் தெரிவிக்கிறது.



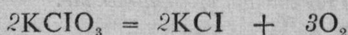
$$2CO + O_2 = 2CO_2$$

	$2CO$	O_2	$2CO_2$
வாயுக்களின் நிறைகள், கி	56	32	88
கன அளவுகள் STP	44·8	22·4	44·8
லிட்டர்கள்	(2 கனஅளவு)	(1 கனஅளவு)	(2 கனஅளவு)

எனவே, வினையில் பங்குபெறும் அல்லது உண்டான வாயுவின் கன அளவைக் கணக்கில் கண்டுபிடிக்க வேண்டியிருப்பின், அதன் நிறையைக் கணக்கிட வேண்டிய அவசியம் இல்லை. வினையின் சமன்பாட்டிலிருந்து கனஅளவை நேரடியாகவே கணக்கிட்டு விடலாம்.

எடுத்துக்காட்டு: *100 கி பொட்டாசியம் குளோரேட்டைச் சிதையச் செய்தால் எவ்வளவு லிட்டர் ஆக்ஸிஜனைப் பெறலாம்?*

வினையின் சமன்பாட்டை எழுதி, பொட்டாசியம் குளோரேட்டின் வாய்ப்பாட்டிற்கு கீழே அதன் இரு பங்கு மூலக்கூறு எடையையும், ஆக்ஸிஜன் வாய்ப்பாட்டின் கீழே அதன் கனஅளவை லிட்டரில் மூன்று பங்கு கிராம் — மூலக்கூறு கன அளவாகவும் எழுதலாம்.



$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

$2 \times 122{\cdot}5$ $3 \times 22{\cdot}4$

245 கி   67·2 லிட்டார்கள்.

ஆக்ஸிஜனின் நிறையைக் கணக்கிடாமலும் அதனை கன அளவாக மாற்றுமலும் கன அளவை நேரடியாகவே கணக்கிடுவதற்டி ஒரு விகிதத்தை எழுதலாம்.

$$245 : 100 = 67{\cdot}2 : x; \quad x = \frac{67{\cdot}2 \times 100}{245} = 27{\cdot}4 \text{ லிட்டர்}$$

கண்டறியப்பட்ட கன அளவு $0°C$ மற்றும் 760மி.மீ அழுத்த சூழ்நிலைக்குரியது; வேறு ஏதாவது ஒரு வெப்பநிலை அல்லது அழுத்தம் குறிப்பிடப்படுமானல், அதற்கான கணக்கீட்டை மீண்டும் செய்ய வேண்டும்.

23. வேதி விஜனகளின்போது ஆற்றல் மாற்றம் நிகழ்தல்

கரிமப் பொருள்கள் எரிதல், உலோகங்கள் சல்ஃபர் அல்லது குளோரினுடன் கூடுதல், காரங்களினல் அமிலங்கள் நடுநிலையாக்கப்படுதல் போன்ற பல வேதிவினைகள் நிகழும்போது மிக அளவு வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது. மாருக, கால்சியம் கார்பனேட் சிதைதல், மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு சிதைதல் போன்ற வினைகளில் வெப்பம் தொடர்ச்சியாக உட்கொள்ளப்படுகிறது; சூடு செய்வதை நிறுத்தி விட்டால், வினை உடனடியாக நின்றுவிடுகிறது. எனவே இவ்வினைகளின்போது வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுகிறது என்பது தெளிவு. சில வினைகளில் வெப்பம் வெளிவிடப்படுவதோடு ஒளியும் வெளிப்படுகிறது.

பல்வேறு வேதிவினைகளை நன்கு கவனித்து ஆய்ந்தறிந்தால் வேதிமாற்றத்தின்போது வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுவது அல்லது வெப்பம் வெளிவிடப்படுவது நிகழ்கிறது என்பது தெரியவருகிறது. இந்த இயற்பாடு வேதி மாற்றங்களுக்குரிய ஒரு முக்கியப் பண்பாகும்; நடைமுறையில் இது புதியபொருள்கள் உண்டாவதை காட்டிலும் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக உள்ளது. இக் காரணத்திற்காக, வேதிமாற்றங்களின்போது ஆற்றல் உட்கொள்ளப்படுவது அல்லது வெளிப்படுத்தப்படுவதைப் பற்றி விரிவாகக் காணலாம்.

பல்வேறு பொருள்கள் கூடும்போது ஆற்றல் வெப்பமாக வெளிப்படுவது, இப்பொருள்கள் கூடுவதற்கு முன்பே ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு ஆற்றலை உள்ளுறை ஆற்றலாகப் பெற்றிருக்கின்றன என்பதைத் தெரிவிக்கின்றது. வேதி மாற்றங்களின் போது மட்டும் வெளிப்படும் இதுபோன்ற வகை ஆற்றல் **வேதி ஆற்றல்** எனப்படுகிறது.

வேதி ஆற்றல் வெளிப்படும்போது ஒருவகை ஆற்றல் வேறு ஒரு வகை ஆற்றலாக மாற்றம் பெறுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும்போது இப் பொருள்களின் வேதி ஆற்றல் வெப்ப ஆற்றலாக மாற்றம்பெற்று வினையின்போது வெப்பமாக வெளிப்படுகிறது. உண்டான நீர், ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடுவதற்கு முன்பு பெற்றிருந்த அதே அளவு ஆற்றலை பெற்றிருக்க முடியாது என்பது தெளிவு. ஆனல்

இதற்கு நீரில் எவ்வித வேதி ஆற்றலும் எஞ்சி இருக்கவில்லை என்று பொருள் கொள்ளக் கூடாது. நீர், பிற பொருள்களுடன் வினை புரிந்து ஆற்றலை வெளிப்படுத்தலாம். எனவே, நீர் இன்னும் வேதி ஆற்றலை வழங்கக் கூடிய நிலையில் உள்ளது. பொதுவாக வேதி மாற்றங்களின்போது பொருள்களில் உள்ள ஆற்றலில் பகுதியளவு ஆற்றலே வெளிப்படுகிறது; எல்லா வேதி ஆற்றலையும் செலவழியும்படிச் செய்ய முடியாது; மற்றும் எந்த அளவிற்கு இது பல்வேறு பொருள்களில் காணப்படுகிறது என்பது தெரியாது. ஒரு வினையின் வெப்ப விளைவை அளந்தறிவதன் மூலம் கிடைக்கும் ஆற்றல் எவ்வளவு மாற்றம் பெறுகிறது என்பதை மட்டும்தான் அறிய முடியும்.

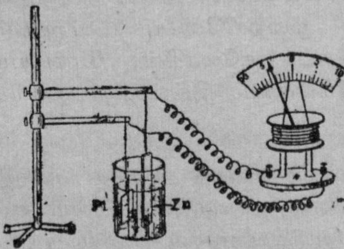
வேதி ஆற்றல் மிக எளிதில் வெப்ப ஆற்றலாக மாறிவிடுகிறது. வேதி ஆற்றல் ஒளி ஆற்றலாக மாறுவது மிகவும் அரிது. பொதுவாக, வேதி வினைகளின்போது ஒளி வீசப்படும்போது வேதி ஆற்றல் நேரடியாக ஒளி ஆற்றலாக மாற்றப்படுவதில்லை; மாறாக, வெப்ப ஆற்றல் வழியாகத்தான் ஒளி வீசப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, நிலக்கரி எரியும்போது ஒளி வெளிப்படுவதற்குக் காரணம் வினையின்போது வெளிப்படும் வெப்பத்தினால் நிலக்கரி உயர் வெப்ப நிலையை அடைவதேயாகும். நிலக்கரியை முழுமையாக இயற்பியல் முறையில் சூடு செய்தும் இதே விளைவைப் பெறமுடியும். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு மின் விளக்கின் கார்பன் இழையினுள் மின்சாரத்தைச் செலுத்துவதன் மூலம் ஒளி உண்டாக்கப்படுகிறது. வேதி ஆற்றலை ஒளி ஆற்றலாக மாற்றும் சில வினைகளும் இல்லாமல் இல்லை; ஆனால் அவை காணப்படுவது மிக அரிது. இவற்றுள், காற்றில் பாஸ்ஃபரஸ் ஒளிர்வது, அழுகிய மரம் ஒளிர்வது மற்றும் சில அடங்கும். இவை எல்லாவற்றிலும் ஒளி வீசப்படுவது உணர்வால் அறியக் கூடிய அளவிற்குக்கூட வெப்ப நிலையில் உயர்வை உண்டாக்குவதில்லை.

வேதி ஆற்றலை மின் ஆற்றலாகவும் மாற்றலாம். இதனை சோதனை மூலம் விளக்குவதற்கு, பிளாட்டினம் மற்றும் சிங்கினால் ஆன இரண்டு தகடுகளை நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைக் கொண்ட ஒரு முகவையில் வைத்து அவற்றின்மேல் முனைகளை கம்பியின் மூலம் கால்வனா மீட்டருடன் இணை (படம்-4.) கால்வனா மீட்டரில் உள்ள குறிகாட்டி உடனடியாக விலக்கம் அடைந்து, கம்பியினூடே மின்சாரம் செல்வதைத் தெரிவிக்கிறது. அதேசமயத்தில் சிங்கும் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் படிப்படியாகப் பயனுக்கப்பட்டு திரவத்தினின்று ஹைட்ரஜன் வெளிப்படுகிறது; சிங்கும் சல்ஃ

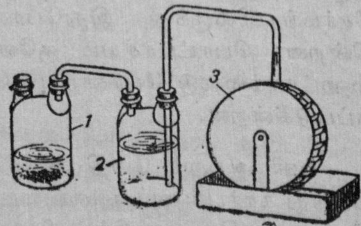
பூரிக் அமிலமும்தான் வேதிவினையில் பங்கு பெறுகின்றன: பிளாட்டினம் பாதிக்கப்படுவதில்லை; அது ஒரு மின் கடத்தியாக மட்டும்தான் செயல்படுகிறது. எனவே இச் சூழ்நிலைகளில் சிங்க் மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் வேதி ஆற்றல் மின் ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது.

வேறு சூழ்நிலைகளில் வேதி ஆற்றலை இயந்திர ஆற்றலாக மாற்ற முடியும். இதனை படம்-5-ல் காட்டப்பட்டுள்ள அமைப்பைக் கொண்டு வெகு எளிதில் விளக்கலாம். சீசா 1-ல் சல்ஃபூரிக் அமிலமும் சிங்க் துண்டுகளும் உள்ளன. சிங்கும் சல்ஃபூரிக் அமிலமும் வினைபுரிவதால் உண்டாகும் ஹைட்ரஜன் சீசா 2–ல் உள்ள நீரின் மீது அழுத்தத்தை உண்டாக்கி அதனைக் குழாயின் ஊடே மேலே செல்லும்படிச் செய்கிறது. சிங்க் மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தினுடைய வேதி ஆற்றல் அமுக்கப்பட்ட வாயுவின் மொத்த ஆற்றலாக மாறி பின்னர் உயர்த்தப்பட்ட நீரின் நிலை ஆற்றலாக மாறுகிறது; தகடுகளைக் கொண்ட ஒரு சக்கரத்தைக் குழாயின் முனைக்கு அடியில் வைத்தால் வெளிச் செல்லும் நீர் சக்கரத்தை இயங்கச் செய்கிறது. இவ்வாறு ஓரளவிற்கு வேலையைச் செய்கிறது.

வெடி பொருள்கள் சிதையும்போதும் அவற்றின் வேதி ஆற்றல் சில சமயங்களில் நேரடியாகவும் மற்றும் சில சமயங்களில் வெப்ப ஆற்றலாக மாறி, பின்னர் இயந்திர ஆற்றலாக மாற்றம் பெறுகிறது.



படம் 4: வேதி ஆற்றல் மின் ஆற்றலாக மாற்றம் பெறுவதை விளக்குவதற்கான அமைப்பு.



படம் 5: வேதி ஆற்றல் எந்திர ஆற்றலாக மாற்றம் பெறுவதை விளக்குவதற்கான அமைப்பு.

1. சிங்க் மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைக் கொண்ட சீசா;
2. நீரை கொண்ட சீசா; 3. தகடுகளுடையச் சக்கரம்.

எனவே, வேதி மாற்றங்களின்போது வெளிப்படும் வேதி ஆற்றல் வெப்பம், ஒளி, மின் மற்றும் அல்லது இயந்திர ஆற்றலாக மாற்றப்படலாம் என அறிகிறோம். மாறாக, இவ்வெல்லாவகை ஆற்றல்களையும் வேதி ஆற்றலாக மாற்றலாம். மிகவும் அதிக மாகக் காணப்படுவது வெப்ப ஆற்றல், வேதி ஆற்றலாக மாற்றம் அடைவதாகும். சிதையும்போது பல பொருள்களுக்கு வெப்பம் தொடர்ச்சியாகத் தேவைப்படுகிறது என்பதை அறிவோம். இவ்வாறு கொடுக்கப்பட்ட வெப்பம் வினையின்போது உட் கொள்ளப்பட்டு, சிதைவு விளைபொருள்களின் வேதி ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடின் சிதைவினால் உண்டான மெர்க்குரியும் ஆக்ஸிஜனும் பெற்றுள்ள வேதி ஆற்றல் மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடுக்கு உரியதைவிட அதிகமாக உள்ளது.

சில கூடுதல் வினைகளின் போதும் வெப்பம் உட்கொள்ளப் படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, காற்றிலிருந்து நைட்ரிக் அமிலத்தை உற்பத்திச் செய்வது, உயர்வெப்பநிலைகளில் நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் வெப்பத்தை உட்கொண்டு கூடி நைட்ரிக் ஆக்ஸை டாக மாறுவதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது; *NO* நைட்ரிக் அமிலமாகப் பின்னர் மாற்றப்படுகிறது. இங்கு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு அதன் தனிமங்களான நைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் பெற்றுள்ள ஆற்றலைவிட அதிக ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளது.

மின்சாரத்தைப் பயன்படுத்தி பொருள்களைச் சிதையச் செய்யும்போது மின் ஆற்றல் வேதி ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. மின்சாரத்தைச் செலுத்தி நீரைச் சிதையச் செய்வது இதற்கான ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும். தற்போது பல உலோகங்கள் அவற்றின் சேர்மங்களிலிருந்து இதுபோன்ற முறையிலேயே பெறப்படு கின்றன; பொட்டாசியம் குளோரேட், குளோரின், சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு போன்ற பல சேர்மங்களும் இவ்வாறே தயாரிக் கப்படுகின்றன.

ஒளி ஆற்றல் வேதி ஆற்றலாக மாறுவதை அடுத்து காற்றி லிருந்து கார்பன்டைஆக்ஸைடை பச்சைத்தாவரங்கள் செரிமானம் செய்வது இயற்கையில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக உள்ளது. பூமியிலுள்ள எல்லா கரிம உயிர்விசைக்கும் ஆதரவாக உள்ள இம்முறைக்கு வெளியிலிருந்து தொடர்ச்சி யாக ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. தேவைப்படும் ஆற்றல் சூரியக் கதிர்களால் வழங்கப்படுகிறது. இவற்றைத் தாவரங்கள் உறிஞ்சி அவற்றில் உண்டாகும் பொருள்களின் உள்ளுறை வேதி ஆற்றலாக மாற்றுகின்றன.

ஒளியின் செயலினால் சில பொருள்கள் சிதையும் போதும் ஒளி ஆற்றல் உட்கொள்ளப்பட்டு, வேதி ஆற்றலாக மாற்றப் படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, சில்வர் குளோரைடு அல்லது சில்வர் புரோமைடு இருட்டில் சிறிதும் சிதையாமல் உள்ளது; ஆனால், ஒளியினால் படிப்படியாகச் சிதைந்து பகுதித் தனிமங்களாகப் பிரிகின்றன; சில்வர் நுண்ணிய கருப்புநிற மணிகளாகப் பிரிக்கிறது. இதன் அடிப்படையில்தான் சில்வர் புரோமைடு மற்றும் சில்வர் குளோரைடு ஒளிப்படத்துறையில் பயன்படுத்தப் படுகின்றன.

வேதி வினைகளின்போது ஆற்றல் உட்கொள்ளப்படுதல் அல்லது வெளிவிடப்படுதல் பெரும்பாலும் வெப்ப வடிவில் நிகழ்வதால், ஆற்றலை வெளிப்படுத்தும் எல்லா வினைகளையும் **வெப்பம் வெளிவிடும் வினைகள்** (exothermal) என்கிறோம். ஆற்றல் உட்கொள்ளப்படும் வினைகளை **வெப்பம் உட்கவர் வினைகள்** (endothermal) என்கிறோம். எனவே, எளிய பொருள்களிலிருந்து ஆற்றல் வெளியீட்டுடன் உண்டான வேதிச் சேர்மங்கள் **வெப்பம் வெளிவிடும் சேர்மங்கள்** எனப்படும்; இவ்வாறே வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுவதால் உண்டாகும் சேர்மங்கள் **வெப்பம் உட்கவர்** சேர்மங்கள் எனப்படும். வெப்பம் உட்கவர் சேர்மங்கள் வெப்பம் வெளிவிடும் சேர்மங்களைவிட மிக அரிதாகவே உள்ளன; இவை வெப்பம் வெளிவிடும் சேர்மங்களைக் காட்டிலும் அதிக அளவு ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன; எனவே எளிதில் சிதைகின்றன. மாறாக, வெப்பம் வெளிவிடும் சேர்மங்கள் பொதுவாக குறைந்த அல்லது மிதமான வெப்ப நிலைகளில் உண்டாகின்றன; இவை மிகவும் நிலைத் தன்மையுடையவைகளாக உள்ளன; மற்றும் மிகவும் சிரமத்துடனே சிதைகின்றன.

ஆற்றல் அழியாமை விதியிலிருந்து பெறப்படுவதாவது:

ஒரு வேதிச் சேர்மம் உண்டாகும்போது ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு வெப்பம் வெளிப்பட்டு (அல்லது உட்கொள்ளப்பட்டு) இருப்பின், அதே அளவு வெப்பம் அச் சேர்மம் அதன் தொடக்கப் பொருள்களாகச் சிதையும்போது உட்கொள்ளப்படும் (அல்லது வெளிவிடப்படும்.)

ஒரு பொருள் உண்டாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் அதே பொருள் சிதையும்போது எடுத்துக் கொள்ளப்படும் ஆற்றலை விட அதிகமாக இருப்பின், முதலில் எளிய பொருள்களை இணையும்படிச் செய்தும் பின்னர் உண்டான சேர்மத்தைச் சிதையச் செய்தும் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு மிகையான ஆற்றலை ஒன்று

மில்லாததிலிருந்து பெறப்படுவதைக் குறிக்கும். இது ஆற்றல் அழியாமை விதிக்கு முரணாக உள்ளது. எனவே ஒரு வேதி சேர்மம் உண்டாகும்போது எந்த அளவிற்கு வெப்பம் அதிகமாக வெளிப்படுகிறதோ அந்த அளவிற்கு அதிகமான வெப்பத்தை அதனைச் சிதையச் செய்வதற்குப் பயன்படுத்தியாக வேண்டும் என்பது தெளிவு. இதன் காரணமாகத்தான் வெப்பம் வெளிவிடும் சேர்மங்கள் வெப்பம் உட்கொள்ளும் சேர்மங்களைவிட அதிக நிலைத்த தன்மையுடன் காணப்படுகின்றன.

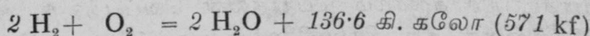
24. வெப்ப வேதிச்சமன்பாடுகள்

ஒரு வினையின்போது வெளிப்படும் அல்லது உள்கொள்ளப்படும் வெப்பத்தை அளந்து அதனையும் வேதிச் சமன்பாட்டில் சேர்த்துக் கொள்ள முடியும். இந்த அளவை பின்வரும் எந்த ஆற்றல் அலகுகளில் வேண்டுமானாலும் தெரிவிக்கலாம்: கலோரிகள் அல்லது கிலோ கலோரிகள், ஜூல்கள் (J) அல்லது கிலோ ஜூல்கள் (kj) மற்றும் பல; 1கி. கலோ = 4,180 J அல்லது 4·18 kj. எல்லா அளவீடுகளும் உண்டான பொருள்களின் கிராம்—மூலக்கூறு அளவுகளுக்கு உரியவைகளாகத் தெரிவிப்பது வழக்கமாகும்; ஏனெனில் வேதி அடிப்படையில் இது போன்ற அளவுகளையே ஒப்பிட முடியும்.

எளிய பொருள்களிலிருந்து ஒரு வேதிச் சேர்மத்தின் ஒரு கிராம் —மூலக்கூறு உண்டாகும்போது வெளிப்படும் அல்லது உட்கொள்ளப்படும் வெப்பம் சேர்மத்தின் உருவாக்கல் வெப்பம் எனப்படும். எடுத்துக்காட்டாக, நீரின் உருவாக்கல் வெப்பம் 68·3 கி. கலோ என்பதன் பொருள் 1 கிராம் — மூலக்கூறு நீர், அதாவது 2. கி. ஹைட்ரஜன் மற்றும் 16 கி. ஆக்ஸிஜனிலிருந்து 18 கி. நீர் உண்டாகும்போது 68·3 கி. கலோ வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது என்பதாகும்.

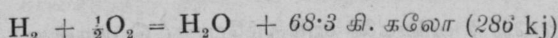
ஒரு பொருளின் உருவாக்கல் வெப்பத்தை (—) குறியீட்டுடன் காட்டினால், பொருள் உண்டாகும்போது வெப்பம் உட்கொள்ளப்பட்டு இருக்கிறது என்று பொருள். எடுத்துக்காட்டாக, நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் உருவாக்கல் வெப்பம் —21·6 கி. கலோரிகள் ஆனால். வினையின்போது வெளிப்படும் அல்லது உட்கொள்ளப்படும் வெப்ப அளவையும் தெரிவிக்கும் வேதிச் சமன்பாடுகள் **வெப்ப வேதிச் சமன்பாடுகள்** எனப்படும். இதுபோன்ற சமன்பாடுகளில் வேதிக் குறியீடுகள் மற்றும் வாய்ப்பாடுகள் எப்போதும் கிராம் அணுக்களை அல்லது கிராம் மூலக்கூறுகளைக் குறிக்கும்: வினையின் வெப்ப விளைவு பொதுவாக கிலோகலோரிகள் அல்லது

கிலோ ஜூல்கள் என்ற அலகில் தெரிவிக்கப்படுகிறது; வினை, வெப்பம் வெளிவரும் வினையாக இருப்பின் வெப்ப அளவுடன் + குறியும் வெப்பம் உட்கொள்ளும் வினையாக இருப்பின்—குறியும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனிலிருந்து நீர் உண்டாகும் வினையைத் தெரி விக்கும் வெப்பவேதிச் சமன்பாடு பின்வருமாறு :



$$2\,H_2 + O_2 = 2\,H_2O + 136{\cdot}6 \text{ கி. கலோ } (571\ kf)$$

அல்லது

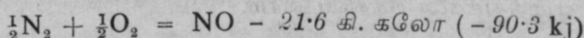


$$H_2 + \tfrac{1}{2}O_2 = H_2O + 68{\cdot}3 \text{ கி. கலோ } (286\ kj)$$

2கி 16கி 18கி

இவ்வினையிலிருந்து, 2 கி. ஹைட்ரஜன் மற்றும் 16கி. ஆக்ஸி-ஜனில் அடங்கியுள்ளதைவிட 68'3 கி. கலோரி (286:96KJ) அளவிற்கு அதிகமாக உள்ளது என அறியப்படுகிறது.[1]

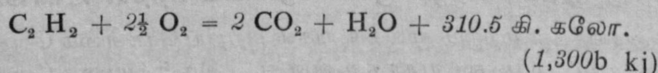
நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகும் வெப்பம் உட்கொள்ளும் வினையின் வெப்பவேதிச் சமன்பாடு பின்வருமாறு:



$$\tfrac{1}{2}N_2 + \tfrac{1}{2}O_2 = NO - 21{\cdot}6 \text{ கி. கலோ } (-90{\cdot}3\ kj)$$

இங்கு தொடக்கப் பொருள்களான நைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு பெற்றிருப்பதைவிடக் குறைந்த ஆற்றலைக் கொண்டுள்ளன.

பிற வேதிவினைகளுக்குரிய வெப்ப விளைவுகளையும் இவ்வாறே தெரிவிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, அசிட்டிலீன் எரியும் வினை யின் வெப்ப வேதிச் சமன்பாட்டைக் கவனிக்கவும் :



$$C_2H_2 + 2\tfrac{1}{2}\,O_2 = 2\,CO_2 + H_2O + 310.5 \text{ கி. கலோ. } (1{,}300b\ kj)$$

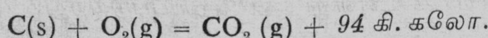
இச் சமன்பாடு, அசிட்டிலீன் எரிவது ஒரு வெப்பம் வெளி விடும் வினை என்பதைத் தெரிவிக்கிறது; மேலும் 1 கிராம் – மூலக் கூறு அசிட்டிலீன் எரியும்போது 310.5 கி. கலோ. (1,300b kj) வெப்பம் வெளிப்படுவதைக் காட்டுகிறது.

[1] வெப்பவேதிச் சமன்பாடுகளில் வாய்ப்பாடுகளுக்கு முன்பு பின்ன குணகங் களை எழுதலாம்; ஏனெனில் இங்கு வாய்ப்பாடுகள் மூலக்கூறுகளை குறிப்பிடாமல் கிராம் மூலக்கூறுகளைத்தான் குறிப்பிடுகின்றன.

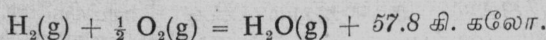
ஒவ்வொரு வேதி வினையின் வெப்ப விளைவும், வினைபொருள்கள் மற்றும் விளைபொருள்களின் இயற்பியல் நிலைகளைச் (மற்றும் புறவேற்றுருவங்கள்) சார்ந்து ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்பைப் பெற்றுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, நீர் ஆவியின் உருவாக்கல் வெப்பம் 57.8 கி. கலோ. ஆனால் திரவ நீரின் உருவாக்கல் வெப்பம் 68.3 கி. கலோ. இரண்டிற்கும் இடையேயான 10.5 கி. கலோ. வித்தியாசம் நீர் சுருக்கம் பெறுதலின் வெப்பத்தை, அதாவது வாயுநிலையிலுள்ள நீர் திரவ நிலைக்கு மாறும்போது வெளியிடப்படும் வெப்பத்தைத் தெரிவிக்கிறது.[1]

வெப்பவேதி வினைகளை எழுதும்போது, பொருள்களின் இயற்பியல் நிலைகள் பின்வரும் எழுத்துக்களைக் கொண்டு பொருள்களின் வாய்ப்பாடுகளுக்குப் பிறகு குறிப்பிடப்படுகிறது.

(s)—திண்மம், (l)—திரவம், (g)—வாயு. எடுத்துக்காட்டு :



$$C(s) + O_2(g) = CO_2\,(g) + 94 \text{ கி. கலோ.}$$



$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g) = H_2O(g) + 57.8 \text{ கி. கலோ.}$$

பொருள்களின் இயற்பு நிலைகளைப்பற்றிச் சந்தேகம் இல்லையானால், எழுத்துக்களை நீக்கிவிடலாம்.

வெப்ப வேதிச் சமன்பாடுகள் வினையின்போது பொருள்களில் உண்டாகும் மாற்றங்களை சாதாரண வேதிச் சமன்பாடுகள் தெரிவிப்பதைவிட மிகவும் முழுமையாகத் தெரிவிக்கின்றன. மேலும், வினையின் வினைபொருள்கள் மற்றும் விளைபொருள்களைத் தெரிவிப்பதோடு வினையின்போது நிகழும் ஆற்றல் மாற்றங்களையும் தெரிவிக்கின்றன.

25. அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளைப் பற்றிய உண்மை

அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் பற்றிய கொள்கை வேதியியலில் மிகவும் பயனுடையதாக உள்ளது. இதன் பயனாக வேதியியலில் பல சிறப்பு வாய்ந்த முடிவுகள் விரைவாக மேற்கொள்ளப்பட்டன.

இருப்பினும், 19-ஆம் நூற்றாண்டின் பிற்பகுதியில், இக்கொள்கை ஏற்கனவே பல பயனுள்ள முடிவுகளைக் கொடுத்திருந்த

[1] [சுருங்குதல் வெப்பம் 25° C-ல் தரப்பட்டுள்ளது; ஏனெனில் உருவாக்கல் வெப்பத்தின் எல்லா மதிப்புகளும் இந்த வெப்ப நிலையிலேயே தெரிவிக்கப்படுகின்றன]

போது, அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் நிலவியிருப்பதையே மறுக்கும் ஒரு பிற்போக்குக் கொள்கை எழுந்தது. ஜெர்மனியிலிருந்த மெய்விளக்கத் துறையின் முயற்சி காரணமாக புகழ்பெற்ற அறிவியலார் ஆஸ்ட்வால்டின் தலைமையில் அமைந்த வேதியியலார்களின் "ஆற்றல்" வேதியியல்கூடம் எனப்படும் ஒரு கூடம் தோன்றிற்று. இந்தக் கூடம், அதன் அறிமுறை கருத்துக்களை, பருப்பொருளிலிருந்து வேறுபட்ட ஆற்றலைப் பற்றிய புலனறிவுக்கு அப்பாற்பட்ட கொள்கையின் அடிப்படையில் அமைந்தது. இக் கொள்கையின் சார்பாளர்கள், வெளிச் சார்ந்த எல்லா இயற்பாடுகளும் ஆற்றல்களுக்கு இடையே நிகழும் முறைகள் என நம்பினர்; மற்றும் அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் நிலவியிருப்பதை உறுதியாக மறுத்து வந்தனர்.

ஆஸ்ட்வால்டின் ஆற்றல் பற்றியக் கருத்து அறிவியலில் பருப்பொருள் பற்றிய கருத்தை எதிர்த்த பல மெய்விளக்கக் கருத்துக்களுள் ஒன்றாகும். ஆற்றலை, அதாவது இயக்கத்தை பருப்பொருளிலிருந்து வேறுபடுத்திக் காட்டவும், பருப்பொருள் அல்லாத இயக்கம் நிலவியிருப்பதை அனுமானித்துக் கொள்ளவும் ஆஸ்ட்வால்டின் சார்பாளர்கள் நமது மனச்சான்று, எண்ணம், புலன் உணர்வுகள் ஆகியவை பருப்பொருளோடு தொடர்பு இல்லாமல் தனிப்பட்ட நிலையில் முதன்மை வாய்ந்ததாக நிலவுகின்றன என வெளிப்படையாகக் கூறாமல் கருதி வந்தனர். அவர்கள் வேதித் தனிமங்களை வேதி ஆற்றலின் பல்வேறு வடிவுகள் எனக் கூறி வந்தனர்.

ஆஸ்ட்வால்டின் பிற்போக்கான கருத்துக்களை எல்லாம் மிகவும் தெளிவான முறையில் V. I. லெனின் அவரது "பருப்பொருள் கோட்பாடும் செயலறிவு ஆராய்ச்சியும்" என்ற நூலில் குறிப்பிட்டுள்ளார். இந்நூலின் ஐந்தாவது அத்தியாயத்தில், மெய்விளக்கக் கோட்பாடுக்கும் இயற்பியலில் காணப்பட்ட சில புதிய கருத்துக்களுக்கும் இடையேயான தொடர்பை விவரிக்கும்போது, லெனின் மற்றவர்களுடன் இணைந்து ஆஸ்ட்வால்டின் மெய்விளக்கக் கொள்கை முழுமையாக ஆதாரமில்லாதது என்றும் அது பருப்பொருள் கோட்பாடை எதிர்த்து வெல்ல முடியாது என்றும் குறிப்பிட்டுள்ளார்.

"...பருப்பொருள் இல்லாத இயக்கம் என நினைக்க முயற்சி செய்" என்றும் "பருப்பொருளிலிருந்து வேறுபட்ட கள்ளத்தனமான எண்ணம்—இதுவே மெய்விளக்கக் கொள்கை" என்றும் லெனின் எழுதியுள்ளார்.[1]

[1] V. I. Lenin, Collected Works, Volume 14, P. 268

லெனின், ஆஸ்ட்வால்டினுடைய விவாதங்களின் மெய் விளக்கக் கருத்துக்களை வெளிப்படுத்தியதோடு அவற்றில் காணப்பட்ட முரண்பாடுகளையும் குறித்துக்காட்டினர். பருப் பொருள் இல்லாத இயக்கம் நிலவியிருத்தலை விளக்கும் மெய் விளக்கக் கோட்பாட்டை மேலும் விவரிக்கையில், ஆஸ்ட்வால்டு பருப்பொருளின் தன்மைக்குரிய பண்பு நிலவுதலை வெறுத்துத் தள்ளுகிருர்; ஆனல் அதே சமயத்தில், ஓர் இயற்பு வேதியியலா ராக, அவரே ஆற்றல் அழியாமை மற்றும் மாற்றல் விதியைத் தழுவி, ஆற்றலை ஒவ்வொரு படியிலும் பருப்பொருளாக விவரிக் கிருர்.

"ஆற்றல் மாற்றம் பெறுதல் என்பது அறிவியலால் பருப் பொருளின் தன்மைக்குரிய ஒரு வினைமுறையாகக் கருதப்படுகிறது என்றும் மனித எண்ணங்களையும் சார்ந்திருக்கவில்லை என்றும்" லெனின் கூறுகிருர். "ஆற்றல் என்பதற்கு ஆஸ்ட்வால்டே பல இடங்களில் பெரும்பாலான எடுத்துக் காட்டுகளில் **பருப் பொருள்** இயக்கத்தைக் குறிப்பிடுகிருர்.[1]

இருபதாம் நூற்றுண்டின் தொடக்கத்தில் கண்டறியப்பட்ட புதிய கண்டுபிடிப்புகளின் பயனுக அணுக்கள் மற்றும் மூலக் கூறுகள் பற்றிய உண்மை நிலை மறுக்க முடியாத அளவிற்கு நிரூபிக்கப்பட்டது. நீண்ட நாட்களுக்குப் பிறகு ஆஸ்ட்வால்டும் இவை நிலவியிருப்பதை ஒத்துக் கொள்ளச் செய்தார்.

அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் நிலவியிருக்கின்றனவா என்பதை அறியச்செய்த சோதனை ஆய்வுகளில் முக்கியமாக குறிப்பிடத்தக்கது பிரஞ்சு இயற்பியலார் பெரின் (Perrin) என்ப வரின் ஆய்வுகளாகும். இவர் தொங்கல்களில் (Suspensions) துகள்கள் விரவி இருத்தல் மற்றும் இயங்குதல் பற்றி ஆய்ந்து அறிந்தார்.[2]

பெரின் நுண்பெருக்கியின் வாயிலாக காணத்தக்க சமபரும னுடைய துகள்களைக் கொண்ட ஒரு தொங்கலைத் தயாரித்து அதில் துகள்கள் பரவியிருப்பதை ஆய்ந்தறிந்தார். மிகவும் கவனமாகச் செய்த பல்வேறு சோதனைகளின் விளைவாக, தொங்கும் துகள் களின் செங்குத்தான பரவல், வாயுக்களின் இயக்கக் கொள்கையி லிருந்து வருவிக்கப்பட்ட வாயுக்களின் அடர்வு செங்குத்தாக

[1] V. I. Lenin, Collected Works, Vol. 14, P. 272.

[2] திரவங்களில் நுண்ணிய திண்மத் துகள்கள் தொங்கிக் கொண்டிருக்கும் அமைப்புகள் தொங்கல்கள் எனப்படும்.

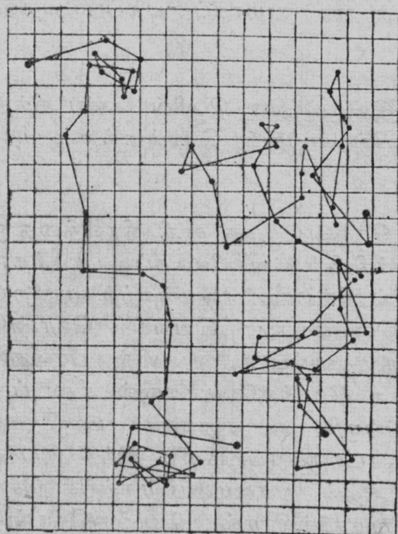
குறையும் விதியுடன் சரியாக ஒத்திருக்கிறது என்பதை நிரூபித்தார். இவ்வாறு தொங்கல்கள் உண்மையில் வாயுக்களின் மாதிரிகளாக உள்ளன என பெரின் காட்டினர். எனவே, வாயுக்களிலும் தனிப்பட்ட மூலக்கூறுகள் நிலவி உள்ளன என்றும் அவை அவற்றின் மிக நுண்ணிய பருமன் காரணமாகப் புலப்படுவதில்லை என்றும் அறியப்பட்டது.

தொங்கும் துகள்களின் இயக்கத்தை பெரின் கண்டறிந்தது இன்னும் சிறப்பான முறையில் ஏற்றுக் கொள்ளக் கூடியதாக இருந்தது.

தொங்கும் துகள்களைக் கொண்ட ஒரு துளி திரவத்தை ஒரு சக்தி வாய்ந்த நுண் நோக்கியின் வாயிலாகப் பார்த்தால், துகள்கள் எல்லாம் ஓரிடத்தில் நில்லாமல் ஒழுங்கற்ற முறையில் அனைத்துத் திசைகளிலும் இடைவிடாது இயங்கிக் கொண்டே இருப்பதை அறியலாம். ஒரு தனிப்பட்ட துகளின் பாதையை நுண் நோக்கியின் வாயிலாக நோக்குவோமானல், கிடைப்பது ஒழுங்கற்ற முறையில் இயங்கும், ஒரு துகளின் மாறி மாறி செல்லும் ஒரு சிக்கலான கோடாகும் (படம் 6), இந்த இயக்கம் வலுக்குறையாமல் அல்லது அதன் தன்மையை மாற்றிக் கொள்ளாமல் தொடர்ச்சியாக முடிவில்லாமல் நிகழ்ந்துகொண்டே இருக்கலாம்.

மேற்கண்ட இயற்பாடு 1827-ல் ஆங்கில தாவரயியலார் பிரௌன் என்பவரால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. இதனை பிரௌனின் இயக்கம் என்பர். இருப்பினும் இது 1960-1969வரை உள்ள ஆண்டுகளில் மூலக்கூறு—இயக்கக் கொள்கையின் வளர்ச்சிக்குப் பிறகுதான் விளக்கத்தைப் பெற்றது. இவ்விளக்கத்தின்படி, தொங்கும் துகள்களின் புலனகும் இயக்கத்திற்குக் காரணம் இவற்றைச் சூழ்ந்துள்ள நீர்ம மூலக்கூறுகளின் புலனகாத வெப்ப இயக்கமாகும். நீர்ம மூலக்கூறுகள் தொங்கும் துகள்களோடு எல்லாத் திசைகளிலும் மோதுவது ஒன்றை ஒன்று சரியாக நிலையாக்க முடியாமல் இருக்கலாம்; ஒவ்வொரு சமயத்திலும் சமநிலை பாதிக்கப்பட்ட துகள் ஏதேனும் ஒரு திசையில் இயங்கக் கூடியதாக இருக்கும். எனவே, பிரௌனின் இயக்கமே மூலக்கூறுகளின் உண்மை நிலைக்குத் தக்க சான்ருக உள்ளது; மற்றும் அவற்றின் ஒழுங்கற்ற இயக்கத்தின் பாதையைக் காட்டுகிறது. ஏனெனில் தொங்கும் துகள்கள், பொதுவாக, திரவத்தின் மூலக்கூறுகளைப் போல அதே இயக்கங்களை மீண்டும் மீண்டும் காட்டுகின்றன. ஆனல் பெரின் மேலும் நுட்பமாக ஆராய்ந்தார்

நுண்ணோக்கியின்கீழ் துகள்களின் இயக்கத்தை நீண்ட நேரம் கவனித்து துகள்கள் பெயர்வு அடைவதின் சராசரி திசை வேகத்தை நிர்ணயிப்பதில் வெற்றி கண்டார். எனவே, தொங்கலில் உள்ள துகள்களின் நிறையை அறிந்து பெரின் அவற்றின் சராசரி இயக்க ஆற்றலைக் கணக்கிட்டார். கிடைத்த முடிவு திகைக்கச் செய்வதாக இருந்தது. துகள் களின் இயக்க ஆற்றல் இயக்கக் கொள்கையின் அடிப்படையில் அதே வெப்ப நிலைக்கு கணக் கிடப்பட்ட வாயு மூலக் கூறு களின் இயக்க ஆற்றலுடன் சரியாக ஒத்திருந்தது. பெரினு டைய சோதனையில் பங்கு கொண்ட துகள்கள் ஹைட்ர ஜன் மூலக்கூறைப் போல சுமார் 10^{12} மடங்கு கனமான வைகளாகும்; ஆனல் இரண்டி னுடைய இயக்க ஆற்றலும் சமமாக இருந்தது. இக்கருத் துக்கள் யாவும் நிலை நிறுத்தப் பட்டப் பிறகு மூலக்கூறுகளின் உண்மைத் தன்மையை இனியும் மறுக்க முடியாது.



படம்-6. பிரௌனின் இயக்கம்

தற்போது பிரௌனின் இயக்கம் நிர்மானத்தினுடைய மூலக் கூறுகளின் வெப்ப இயக்கம் மற்றும் தொங்கும் துகள்களின் வெப்ப இயக்கம் ஆகிய இரண்டின் விளைவாகும் எனக் கருதப்படுகிறது. பின்னதை புலனகாத நீர்மத்தின் மூலக்கூறுகளுடன் வெப்ப இயக்கத்தில் பங்குபெறும் பெரிய மூலக்கூறுகளுடன் ஒத்துள்ளது எனக்கொள்ளலாம். அடிப்படைக் கருத்தில் ஒன்று மற்றொன்றி லிருந்து வேறுபட்டிருப்பதில்லை.

மூலக்கூறுகள் உண்மையில் நிலவியுள்ளன என்பதை நிரூபித்த தோடு, பெரினுடைய சோதனைகள் வாயுவின் ஒரு கிராம்—மூலக் கூறிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுவ தற்கும் வழிவகுத்தன. பொது முக்கியத்துவம் வாய்ந்த இந்த எண் **அவகாட்ரோ எண்** எனப்படும். பெரினுடைய கணக்கீடு களின்படி இதன் மதிப்பு ஏறக்குறைய 6.5×10^{23} ஆகும். இம் மதிப்பு இதற்கு முன்பு பயன்படுத்தப்பட்ட முறைகளின் வாயிலாக

கண்டறியப்பட்ட மதிப்புகளுடன் மிகவும் சரியாக ஒத்திருந்தது. அதுமுதல் பல்வேறு இயற்பியல் முறைகளில் பலமுறை அவகாட்ரோவின் எண் நிர்ணயிக்கப்பட்டது; கிடைத்த முடிவுகள் பெரும்பாலும் ஒத்திருந்தன. இவ்வாறு கிடைத்தமுடிவுகள் ஒத்திருப்பது எண்ணிக்கை எந்த அளவிற்குச் சரியானது என்பதைத் தெரிவிப்பதோடு மூலக்கூறுகள் உண்மையாக நிலவியுள்ளன என்பதற்கு ஒரு மறுக்க முடியாத சான்ருகவும் உள்ளது.

தற்போது ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்டிருக்கும் அவகாட்ரோ எண் மதிப்பு 6.023×10^{23} ஆகும்.

அவகாட்ரோ எண்ணின் மிக உயர் மதிப்பு கற்பனை செய்து பார்க்க முடியாததொன்ருக உள்ளது. ஒப்பீட்டு முறையில்தான் இதனைப்பற்றி ஓரளவிற்குத் தெரிந்து கொள்ள முடியும்.

எடுத்துக்காட்டாக, 1 மோல், அதாவது 18 கி. நீர் கோளத்தின் முழு பரப்பின் மீதும் சீராகப் பரவி இருப்பதாகக் கொள்வோம். ஒவ்வொரு சதுர செ. மீட்டர் பரப்பிலும் சுமார் 100,000 மூலக்கூறுகள் இருக்கும் என எளிய கணக்கீடு காட்டுகிறது.

மீண்டும், 18 கி. நீரில் உள்ள எல்லா மூலக்கூறுகளிலும் ஏதேனும் ஒரு முறையில் முத்திரை பதிக்க முடிகிறது எனக் கொள்வோம். பின் இந்நீரை கடலில் ஊற்றி நிலவுலகிலுள்ள எல்லா நீருடனும் சீராகக் கலக்கி அதிலிருந்து ஒரு டம்ளர் நீரை எந்த இடத்திலிருந்து எடுத்தாலும் அதில் சுமார் 100 முத்திரை பதிக்கப்பட்ட மூலக்கூறுகள் இருக்கும்.

நியம சூழ்நிலைகளில் எந்த ஒரு வாயுவினுடைய கிராம்—மூலக்கூறும் 22.4 லிட்டர் கன அளவு வியாபித்திருப்பதால், அதே சூழ்நிலைகளில் வாயுவின் 1 மிலி 2.7×10^{19} மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்கும். எந்த ஒருவகைப் பாத்திரத்தையும் மிகச் சக்திவாய்ந்த பம்புகளைக் கொண்டு முடியக்கூடிய மிக உயர்வரம்பு அளவிற்கு காற்றில்லாத வெற்றிடமாக்கினுலும் (Airless void) இந்த வெற்றிடத்தின் 1 கன. செ. மீட்டரில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை சுமாராக கோளத்தின் மக்கட்தொகை அளவிற்குச் சமமாக இருக்கும். இது மூலக்கூறுகள் மற்றும் அணுக்களின் பருமன்கள் எவ்வளவு சிறியவைகளாக இருக்க வேண்டும் என்ற கருத்தை நமக்குத் தெரிவிக்கிறது; ஏனெனில் 1 கன. செ. மீட்டரில் இவற்றின் மிகையான அளவு எண்ணிக்கை அடங்கியுள்ளன. இருப்பினும், இயற்பியலார் இப்பருமன்களைப் பல்வேறு முறை

களில் கணக்கிட்டு அறிந்துள்ளனர். மூலக்கூறுகளை மிகவும் சிறிய கோளங்கள் என கற்பனை செய்து கொண்டால், அவற்றின் விட்டம் ஒரு செ. மீட்டரில் சில நூறு மில்லியன்களின் அளவுடைய தாக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறின் விட்டம் சுமார் 3.2×10^{-8} செ.மீ. ஆகும்; ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் விட்டம் 2.6×10^{-8} செ.மீ; ஹைட்ரஜன் அணுவின் விட்டம் 1×10^{-8} செ.மீ.

இதுபோன்ற சிறிய மதிப்புகளைத் தெரிவிக்க நீளத்தின் அலகாக 10^{-8} செ.மீட்டரை வைத்துக் கொள்வது வசதியாக இருக்கும்; இந்த அலகை ஸ்வீடன் நாட்டு இயற்பியலார் ஆங்ஸ்ட்ராம், ஒளி அலைகளின் நீளத்தை அளக்கத் தெரிவித்தார். இது அவரது பெயராலேயே **ஆங்ஸ்ட்ராம் அலகு** என வழங்கப்படுகிறது. இதனை **A** என்ற குறியீட்டால் குறிப்பிடுகிறோம். அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளின் நீள அளவுகள் பொதுவாக சில ஆங்ஸ்ட்ராம் அலகுகளாக உள்ளன.

ஒரு கிராம்—மூலக்கூறில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைத் தெரிந்துகொண்டு, அதனால் ஒரு கிராம் - அணுவிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையைத் தெரிந்துகொண்டு எந்த ஒரு தனிமத்திற்கும் அதன் ஒரு அணுவின் நிறையை கிராம் அலகில் கணக்கிட்டு அறியலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜனின் ஒரு கிராம் – அணுவை அவகாட்ரோ எண்ணால் வகுத்தால் நமக்கு கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறை கிராமில் பின்வருமாறு

$$\frac{1.00797}{6.02 \times 10^{23}} = 1.67 \times 10^{-24}$$

$$= 0.000,000,000,000,000,000,000,001,67 \text{கி.}$$

இதுபோன்றே பிற அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளின் நிறையையும் தெரிவிக்கலாம். ஒப்பிடும் பொருட்டு, மிகவும் நுட்பத்திறன் கொண்ட மைக்ரோ தராசு மூலம் உயர் அளவு எடை 5 மி. கிராமாக உள்ளபோது இதுவரை கண்டறியப்படக் கூடியதாக உள்ள மிகக் குறைந்த நிறை 3×10^{-10} கிராம் ஆகும் என்பதைக் குறிப்பிடவேண்டும்.

தற்போது, அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் புறவெளியில் அமைந்து காணப்படும் சரியான அமைப்பு முறை மற்றும் அவற்றிற்கிடையே உள்ள தூரம் ஆகியவற்றை நிர்ணயிப்பதற்கான வழிமுறைகளை அறிவியல் பெற்றுள்ளது. சிலவற்றில் தனிப்பட்ட மூலக்கூறுகளை நிழற்படம் பிடிக்கவும் முடிகிறது.

3. மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன விதி

அணு மற்றும் மூலக்கூறு தொடர்பான கொள்கைகளை நிறுவிய பின் நிகழ்ந்த, வேதியியல் துறையில் ஏற்பட்ட முக்கியமான சம்பவம் வேதியியத் தனிமங்களின் ஆவர்த்தன விதியின் கண்டுபிடிப்பாகும். ரஷிய அறிவியலார் D. மெண்டலீஃபின் இவ்விதியை *1868*-ல் கண்டுபிடித்தது வேதியியல் துறையில் ஒரு புதிய கால கட்டத்தை ஏற்படுத்தியது. பிந்தைய பல ஆண்டுகளில் நிகழவிருக்கும் வளர்ச்சிக்கு இது முன்னோடியாக விளங்கியது. வேதியியத் தனிமங்களை ஆவர்த்தன விதியின் அடிப்படையில் அமைத்ததுவும், அதை மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் வரிசைப்படுத்தியதும் தனிமங்களின் பண்புகளை ஆராய்வதற்கு வழி காட்டும் கோட்பாடுகளாக அமைந்தன; பொருளின் அமைப்பைப் பற்றிய அறிவியல் துறையின் வளர்ச்சிக்கு ஏதுவாய் இருந்தது. தற்காலத்திய அணுவின் அமைப்புக் கொள்கையை ஆராய்வதற்கு முன்பு, தனிமங்களின் ஆவர்த்தன அட்டவணையைப் பற்றி முதலில் நன்கு நாம் அறிந்துகொள்ளவேண்டும்.

26. தனிமங்களின் முற்காலத்திய வகையீடு

வேதியியத் தனிமங்களின் பண்புகளை ஒப்பிட்டு அவற்றை இருபெரும் பிரிவுகளாக வகுத்தனர்—உலோகங்கள் மற்றும்அலோகங்கள் அல்லது உலோகப் போலிகள் [பெர்ஜிலியஸ் (*1808*) அலோகத் தன்மையுள்ள பொருள்களைக் குறிக்க உலோகப் போலிகள் (metalloids) என்று அவற்றைக் குறிப்பிட்டனர். இப்பெயர், உலோகங்களைப்போல இருப்பது என்று பொருள்படுவதால், இது சரியன்று]. இவ்வகையீடு தனிமங்களின் வெளித்தோற்றம், இயற்பியல் பண்புகள் ஆகியவற்றில் உள்ள வேறுபாடுகளைக் கொண்டு அமைந்திருந்தது.

உலோகப் பொலிவு, கம்பியாக இழுபடும் தன்மை, மென் தகடாக அடிபடும் தன்மை, நன்கு வெப்பம் மற்றும் மின்சாரம் கடத்தும் இயல்பு ஆகியவை உலோகங்களுக்கு உரித்தானவை. பாதரசத்தைத் தவிர மற்ற எல்லா உலோகங்களும் சாதாரண வெப்ப நிலையில் திண்மங்கள்.

அலோகங்களுக்கு இத்தகைய இயல்புகள் இல்லை. உலோ கங்களைப் போன்ற பொலிவு அவற்றிற்குக் கிடையாது; எளிதில் நொறுங்கும், வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் வெகு அருமை யாகவே கடத்தும். பல அலோகங்கள் சாதாரண நிலைகளில் வாயுக்களாக உள்ளன.

ஒரு தனிமத்தைப் பிரித்தறிய முக்கியமாக உதவுவது அதன் வேதியியல் பண்புகளே—அவற்றின் ஆக்ஸைடுகள், உலோக ஆக்ஸைடுகள் பெரிதும் காரப்பண்பையும் அலோக ஆக்ஸைடுகள் அமிலத் தன்மையையும் பெற்றுள்ளன.

எனினும் மேற்கூறிய இருவகைகளின் தனிமங்கள் முழுமை யாக உலோக அல்லது அலோகத் தன்மையைப் பெற்றிருப்ப தில்லை. உலோகங்களிலிருந்து படிப்படியாக மாற்றம் அடைந்து அலோகங்கள் உள்ளன. இதனால் உலோகங்களையும் அலோகங் களையும் பிரிக்கும் எல்லைக்கோட்டை அறுதியிட்டுக்கூற இயலாது. ஒரு தனிமம் உலோகமா அல்லது அலோகமா என்று தீர்மானிக்க, அதன் மிகையான பண்புகளைப் பார்த்தே நிர்ணயிக்கவேண்டும்.

தனிமங்களை உலோகங்கள் என்றும் அலோகங்கள் என்றும் பிரிப்பது முதல் முதல் கண்ட எளிய வகையீடு. காலப்போக்கில் இவ்வகையீடு வேதியியலாருக்கு போதுமானதாகக் கருதப்பட வில்லை.

அவற்றின் பண்புகள் ஒத்திருத்தலையொட்டி, தனிமங்களைச் சிறிய தொகுதிகளாக மாற்றி அமைக்க முயற்சிகள் செய்யப் பட்டன. சில ஆய்வாளர்கள், தனிமங்களின் வேதியியல் பண்பு களுக்கும் அவற்றின் அணு எடைகளுக்கும் இடையேயுள்ள தொடர்பைப் பற்றிய எண்ணங்களைப்பற்றி சிந்தித்தனர். இந்த அடிப்படையில் தனிமங்களை வகையீடு செய்ய முற்பட்டனர்.

டொப்ரீனியர் என்ற ஜெர்மானிய வேதியியலார் (1829) வேதி யியற் பண்புகளையொட்டித் தனிமங்களை வகையீடு செய்து வெளி யிட்டார். ஒத்த பண்புகள் கொண்ட தனிமங்கள் மும்மூன்று உள்ள தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டன. இம்மூன்று தனிமங்

களில் ஒன்றினுடைய அணு எடை மற்றைய இரண்டினுடைய அணு எடைகளின் சராசரியாக இருப்பதைப் பின்வரும் மேற்கோள்கள் காட்டுகின்றன:

லித்தியம் ... 7
சோடியம் ... 23
பொட்டாஸியம் ... 39

$$\frac{7+39}{2}=23$$

குளோரின்... 35.5
புரோமின்... 80.0
ஐயோடின்... 126.5

$$\frac{35.5+126.5}{2}=81$$

டொப்ரீனியர் இத்தொகுதிகளை மும்மைகள் (triads) என்றழைத்தார். இவர் கண்ட தொடர்புகள் தனிமங்களின் சீரான வகையீட்டிற்கு அடிப்படையாக அமையும் என்று நம்பினர். எனினும், அன்று அறிந்த தனிமங்களினிடையே இத்தகைய நான்கு மும்மைகளை மாத்திரமே கண்டார்.

இத்தகைய மற்றைய முயற்சிகளைப்பற்றி அதிகம் கூருமல் மெண்டலீஃபின் நேரடியான முன்னேடிகளைப்பற்றிக் கூறுவோம்.

1863 இல் ஆங்கிலேய அறிவியலார் நியூலாண்ட்ஸ் தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளின் ஏறுவரிசையில் அமைத்த பொழுது, ஒவ்வொரு எட்டாவது தனிமமும் (எந்த தனிமத்திலிருந்து தொடங்கினுலும்) முதல் தனிமத்தினுடைய பண்புகளைப் பெற்றிருந்தது என அறிந்தார். இது இசையில் (ச ரி க ம ப த நி ச, முதலும் எட்டாவதும் ஒத்திருப்பதைப் போலுள்ளது. நியூலாண்ட்ஸ் இதை "எட்டன் விதி" என்றுர். இவ்வாறு எல்லாத் தனிமங்களையும் இவ்விதியின் அடிப்படையில் வகையீடு செய்ய முயற்சித்தார்.

நியூலாண்ட்ஸின் முதல் மூன்று தொகுதிகள் கீழே விளக்கப்பட்டுள்ளன:

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

நியூலாண்ட்ஸின் எட்டன் முறையில் அமைந்த வகையீடு, ஒரு வகையில் தன்னேக்கில் அமைக்கப்பட்ட ஏற்பாடாக உள்ளது; சில இடங்களில் தன் திட்டத்தில் சீராக அமைவதற்குத் தனிமங்களின் இடங்களை செயற்கையாக மாற்றினர்; வேறு இடங்களில்

இரு தனிமங்களை ஒரு இடத்தில் அமைத்தார். நியூலாண்ட்ஸின் அமைப்பில் பல முரண்பாடுகள் இருந்தன; எனினும், அணு எடைகளுக்கேற்ப தனிமங்களின் பண்புகள் படிப்படியாக ஆவர்த்தன முறையில் மாறுகின்றன என்ற சரியான அடிப்படைக் கருத்தில் இவருடைய ஊகம் அமைந்திருந்தது.

அடுத்த ஆண்டில் (1864) லோதர் மேயர் ஆறு தொகுதிகளில் சில வேதியியத் தனிமங்களை அவற்றின் இணைதிறன்களுக்கேற்ப அமைந்த ஒரு அட்டவணையை வெளியிட்டார். ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் அடுத்தடுத்துள்ள தனிமங்களின் அணு எடைகளுக்கு இடையே உள்ள வித்தியாசம் ஒரு குறித்த மாருத மதிப்பைப் பெற்றிருப்பதைப் பின்வருமாறு சுட்டிக்காட்டினர்; "அணு எடைகளின் இடையே ஒரு தொடர்பு இருப்பதைச் சந்தேகிக்க முடியாது." எனினும், இத்தகைய தொடர்பின் தன்மையையும் முக்கியத்வத்தையும் பற்றிய திட்டவட்டமான முடிவுகளைப் பற்றி மேயர் எதுவும் கூறவில்லை.

டொப்ரீனியர், நியூலாண்ட்ஸ், மேயர், மற்றும் மெண்டலீஃப்பின் மற்றைய முன்னேடிகள் ஆகியோர் வேதியியத் தனிமங்களின் சீரான வகையீடு பற்றியே தம் கருத்தைச் செலுத்தினர். தனிப்பட்ட தனிமங்களின் வேதியப் பண்புகளின் ஒற்றுமையின் அடிப்படையிலேயே இவ்வகையீடு அமைந்திருந்தது.

27. மெண்டலீஃப்பின் ஆவர்த்தன விதி

தன் முன்னேடிகளைப் போலல்லாது மெண்டலீஃப் எல்லா வேதியியத் தனிமங்களும் சீரானபடியாக ஒன்றனுடன் ஒன்று தொடர்பு பெற்று உள்ளன என்று உறுதியாக நம்பினர். எந்தப் பண்பு தனிமங்களுக்கிடையே உள்ள தொடர்பை மிக்க துல்லியமாக பிரதிபலிக்கும் என்று ஆராயத் தொடங்கி, இவ்வகையில் அணு எடையே முக்கியமான பண்பு என்ற முடிவிற்கு வந்தார். அதாவது, அணு எடை என்றால் அணுவின் ஒப்பு நிறையே இவ்வகையான வகையீட்டிற்கு முக்கியம் என்று கருதப்பட்டது.

மெண்டலீஃப் பின்காணுமாறு தனது "வேதியியல் கோட்பாடுகள்" என்ற நூலில் எழுதினர்: "இயற்கைத் தோற்றப்பாடு கொடுக்கும் துல்லியமான செய்திப்படி, ஒரு பொருளின் எடையே அதன் மற்றைய எல்லாப் பண்புகளையும் துல்லியமாக சார்ந்திருக்கிறது. எனவே, ஒருபுறம் தனிமங்களின் பண்புகளுக்கும் அவற்றி

டையே உள்ள ஒற்றுமைகளுக்கும் இன்னொருபுறம் அவற்றின் அணு எடைகளுக்கும் இடையே ஒரு தொடர்பு இயற்கையாக அமைந் திருப்பதை நாம் எதிர்பார்க்க வேண்டியுள்ளது.''

மெண்டலீஃப், தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைப்படி ஏறு வரிசையில் அமைத்தால் வேதியியல்படி ஒத்த தனிமங்கள் சீரான இடைவெளியில் அமைந்திருக்கின்றன என்றும் ஒத்த பண்புகள் குறித்தபடி சீராக தனிமத் தொகுதி முழுவதிலும் உள்ளன என்றும் கண்டுபிடித்தார்.

இத்தகைய உயர்ந்த தொடர்பை மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன விதி **(Periodic law)** காட்டுகிறது:

எளிய பொருள்களின் பண்புகள், வடிவங்கள், தனிமங்களு டைய சேர்மங்களின் பண்புகள் ஆகியவை தனிமங்களின் அணு எடைகளுக்கு ஏற்ப ஆவர்த்தன முறையில் தொடர்பு கொண் டுள்ளன (Periodic functions of the atomic weights of elements).

தற்காலிகமாக ஹைட்ரஜனையும் ஹீலியத்தையும் விலக்கி வைத்துவிட்டு, மற்ற தனிமங்களின் இயல்புகள் மாறும் வரிசை யைப் பற்றி பார்ப்போம்.

நீருடன் வெகு வீரியத்துடன் வினைப்பட்டு, அதை சிதைத்து ஒரு வன்காரத்தைக் கொடுக்கும் ஓரிணை திறனுள்ள உலோகம் லித்தியம். இதைத் தொடர்ந்து பெரிலியம் என்ற ஈரிணை திறனுள்ள உலோகம் வருகிறது. இது நீரை மெதுவாகவே சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் சிதைக்கிறது. பெரிலியத்திற்குப் பிறகு, சிறிதளவு சுலோகப் பண்பும் மூவிணை திறனும் உள்ள போரான் வருகிறது; ஆனல் சில உலோகப் பண்புகளையும் காட்டு கிறது. இத்தொடரில் அடுத்த தனிமமான கார்பன் நான்கு இணை திறனுள்ள அலோகம். அதன் உச்சநிலை ஐந்து இணைதிறனுள்ள ஆக்ஸைடான N_2O_5ஐப் பெற்றும் கணிசமான அலோகப் பண்பு களையும் பெற்ற நைட்ரஜன் அடுத்து வருகிறது; ஆக்ஸிஜன் ஒரு அலோகம். ஏழாவது தனிமமான ஃபுளூரின் எல்லா அலோகங் களிலும் மிக வலுவானது; அண்மைக்காலம் வரையிலும் ஃபுளூ ரினின் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்கள் கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை.

மெண்டலீஃப் கண்ட சீரான மாற்றங்களை விளக்கும் வகையில், கீழே முதல் இருபது தனிமங்கள் அவற்றின் அணு எடைகளின் வரிசையில் எழுதப்பட்டுள்ளன.

ஒவ்வொரு தனிமத்தின் கீழும் அதன் மிக அதிகமான ஆக்ஸைடின் வாய்ப்பாடு (அதாவது அத்தனிமத்தின் உச்ச இணை திறனை காட்டும் வகையில்) தரப்பட்டுள்ளது:

H	He	Li	Be	B	C	N	
ஹைட்ரஜன்	ஹீலியம்	லித்தியம்	பெரிலியம்	போரான்	கார்பன்	நைட்ரஜன்	
1	*4*	*6·9*	*9*	*10·8*	*12*	*14*	
H_2O	—	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	
O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	
ஆக்ஸிஜன்	ஃப்புளோரின்	நியான்	சோடியம்	மக்னீஷியம்	அலுமினியம்	சிலிகான்	
16	*19*	*20·2*	*23*	*24·3*	*27*	*28·1*	
—	—	—	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_3	
P	S	Cl	Ar	K	Ca		வகை யரு
பாஸ்ஃபரஸ்	சல்ஃபர்	குளோரின்	ஆர்கான்	பொட்டாசியம்	கால்சியம்		
31	*32·1*	*35·5*	*39·9*	*39·1*	*40·1*		
P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—	K_2O	CaO		

மேற்கூறிய தொடர்களில் பொட்டாஸியம் ஆர்கானுக்கு முன்னிடத்தில் வந்திருக்கவேண்டும் என்பது ஒன்றே பொது விதிக்கு விலக்காக அமைந்துள்ளது. பின்பகுதிகளில் பார்ப்பதைப்போல, தற்கால அணு அமைப்பு கொள்கைப்படி இவ்விதி விலக்கும் முழுவதும் சரியெனக் காட்டப்பட்டுள்ளது.

மேலோட்டமாக மேற்கூறிய ஏழு தனிமங்களின் பண்புகளை ஆய்ந்து பார்த்தால், லித்தியத்தில் காணப்படும் கணிசமான உலோகப் பண்புகள் படிப்படியாகக் குறைந்து வருவதை இறுதியில் ஃப்புளூரினில் அலோகத் தன்மை மிகுதியாகக் காணப்படுவதை நாம் காணலாம். அதே நேரத்தில், அணு எடைகள் அதிகரிக்கும்பொழுது ஆக்ஸிஜனுடன் தொடர்பான இணை திறன்கள், லித்தியத்தில் ஒன்றாக இருந்தது படிப்படியாக ஒவ்வொரு அலகாக, சீராக அடுத்தடுத்த தனிமங்களுக்கு மாறுகின்றன.

ஒரே திசையில் இயல்புகள் மேலும் மாறினால், ஃபுளூரினை அடுத்துள்ள தனிமம் இன்னும் மிகையான அலோக இயல்புகள் பெற்றிருத்தல் வேண்டும்; ஃபுளூரினுக்கு அடுத்த தனிமம்—நியான்; இது ஒரு அரிய குடும்ப வாயு; இது மற்றைய தனிமங்களுடன் இணைவதில்லை; மேலும் இது உலோக மற்றும் அலோகப் பண்புகளையும் காட்டுவதில்லை. இந்த இடத்தில் இத்தொடரின் ஆரம்ப நிலையில் காணப்பட்ட தனிமங்களின் பண்புகளுக்கு திரும்பி வந்துவிட்டதுபோன்று தோன்றுகிறது. சோடியத்தை அடுத்து பெரிலியத்தைப் போலுள்ள மக்னீஷியமும், போரானைப்போல அலோகமாக இல்லாவிடினும் உலோகத்தன்மையுள்ள அலுமினியமும் வருகிறது. அலுமினியம் மூவிணைதிறனும் உலோகப் பண்புகளும் பெற்றுள்ளது. அலுமினியத்தை அடுத்து நான்கிணைதிறனுள்ள அலோகமான சிலிக்கனும் வருகிறது. பின்னையது கார்பனை ஒத்துள்ளது; ஐந்திணைதிறனுள்ள பாஸ்பரஸ் வேதியியப் பண்புகளில் நைட்ரஜனைப்போல் உள்ளது; மிகையான அலோகப் பண்புகளையுடையது சல்ஃபர்; ஃபுளூரினைப் போன்று ஹாலஜன் தொகுதியைச் சேர்ந்த மிக வலிவுள்ள அலோகம் குளோரின்; இறுதியாக மறுபடியும் அரிய குடும்ப வாயு ஆர்கான்.

மற்றைய தனிமங்களின் பண்புகளின் படிப்படியான மாற்றத்தைக் கவனித்தால் (ஹைட்ரஜனையும் ஹீலியத்தையும் கணக்குக்கு எடுத்துக்கொள்ளாமல்) முதல் பதினறு தனிமங்கள் பொதுவான வரிசையில் மாறுகின்றன என்பதை நாம் அறியலாம்; ஆர்கானைத் தொடர்ந்து ஓரிணைதிறனுள்ள கார உலோகமான பொட்டாஸியமும் அதன் பிறகு மக்னீஷியத்தை ஒத்துள்ள ஈரிணை திறனுள்ள கால்ஸிய உலோகமும் வருவதைக் காணலாம்.

அணு எடையுடன் அதிகரிக்கும் வேதியியத் தனிமங்களின் பண்புகளின் படிப்படியான மாற்றம் ஒரே திசையில் தொடர்ச்சியாக இருப்பதில்லை; ஆனால் அது ஆவர்த்தன முறையில் (periodic) மாற்றம் அடைகிறது. ஒரு குறித்த எண்ணிக்கையுள்ள தனிமங்களுக்குப்பிறகு, தொடக்க நிலைக்குத் திரும்பி வருகிறது; அதற்குப் பிறகு முந்தைய தனிமங்களின் பண்புகள் திரும்பவும் ஒருவாறு அதே அடுத்தடுத்த வரிசையில் [ஒரு குறித்த பண்பறி (Qualitative) மாற்றங்களுடன்] காணப்படுகின்றன.

28. தனிம வரிசை அட்டவணை

அடுத்தடுத்துள்ள படிப்படியான பண்புகள் மாற்றம் பெற்ற தனிமத் தொடர்களை (சான்றாக லித்தியம் முதல் நியான் ஈறாகவும் சோடியம் முதல் ஆர்கான் வரையும் உள்ள எட்டு தனிமங்கள்)

மெண்டலீஃப் தொகுதிகள் (periods) என்றழைத்தார். மேற்கூறிய இரண்டு தொகுதிகளை ஒன்றினுக்கு அடியில் ஒன்ருக எழுதி, சோடியத்தை வித்தியத்திற்குக் கீழும், ஆர்கானை நியானுக்குக் கீழும் அமைத்தால், கீழ்க்காணுமாறு தனிமங்கள் இருப்பதை நாம் காணலாம்:

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

ஒத்த இயல்புகளையும் இணைதிறன்களையும் பெற்ற தனிமங்கள் செங்குத்தான தொகுதிகளில் அடங்கியுள்ளன; சான்ருக வித்தியம் மற்றும் சோடியம், பெரிலியம் மற்றும் மெக்னீஷியம் முதலியன.

எல்லாத் தனிமங்களையும வரிசைகளாக (periods) வகுத்த மைத்தும், பின்னவற்றை கிடைமட்டமாக ஒத்த பண்புகளை ஒதத மாதிரியான சேர்மங்களைத் தரும் தனிமங்களை ஒன்றன்கீழ் ஒன்ருக அமைத்தும், மெண்டலீஃப் ஒரு அட்டவணையைத் தயாரித்து அதைத் தொகுதிகளாகவும் வரிசைப்படியும் அமைத்து தனிம வரிசை அட்டவணை என்று அழைத்தார்.

மெண்டலீஃபின் காலத்திற்குப் பிறகு கண்டுபிடித்த தனிமங்களையும் சேர்த்து, இவ்வட்டவணை தற்காலத்திற்கு ஏற்றபடி இந்தப் பகுதியில் காட்டப்பட்டுள்ளது. பத்து கிடைமானத் தொடர்களும் ஒத்த பண்புகளுடைய தனிமங்களைப் பெற்ற ஒன்பது செங்குத்தாய் அமைந்த தொகுதிகளும் இவ்வட்டவணையில் உள்ளன.

முதலில், இடையாக உள்ள வரிசைகளின் மீது நமது கவனத்தைத் திருப்புவோம். முதல் வரிசையின் தொடக்கத்தில் ஹைட்ரஜனும் கடைசியில் ஹீலியமும் ஆக இரண்டு தனிமங்கள் மாத்திரமே முதல் வரிசையில் அடங்கியுள்ளன. இந்த முதல் வரிசையில் கோடிகளில் இரண்டு தனிமங்களே உள்ளன. இவற்றிற்கிடையே தனிமங்கள் இல்லை.

இரண்டு மற்றும் மூன்று வரிசைகளில் முன்பே கண்ட தனிமங்கள் அடங்கியுள்ளன. இவ்விரண்டு தொடர் ஒவ்வொன்றிலும் எட்டு தனிமங்கள் உள்ளன. இவ்விரண்டு வரிசைகளும் ஒரு கார உலோகத்தில் தொடங்கி ஒரு அரிய குடும்ப வாயுவில் முடிவடைகிறது. இம்மூன்று வரிசைகளையும் குறுகிய வரிசைகள் (Short periods) என்பர். நான்காவது வரிசையும் ஒரு கார உலோகத்தில் (பொட்டாஸியம்) தொடங்குகிறது. முந்தைய இரண்டு தொடர்களில் அறிந்த படிப்படியான பண்பு மாற்றத்தைக்

காணும்போது, அவைகளும் கூட அதே மாதிரி மாற்றம் அடையும் என்று எதிர்பார்க்கலாம்; இத்தொடரிலுள்ள ஏழாவது தனிமம் ஒரு ஹாலஜனாகவும் எட்டாவது ஒரு அரிய குடும்ப வாயுவாகவும் இருக்கும் என்று எதிர்பார்க்கலாம். ஆனால் உண்மையில் அவ்வாறில்லை. ஒரு ஹாலஜனுக்குப் பதிலாக, ஏழாவது இடத்தை (ஹாலஜனுடன் ஒரு சிறிதும் பண்புகளில் ஒத்திராத) உலோகத் தன்மையுள்ள மாங்கனீஸ் பெற்றுள்ளது. மாங்கனீஸ் இடை நிலையில் உள்ள ஒரு உலோகமாயினும் கார, மற்றும் அமில ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கிறது. இதனுடைய உச்ச நிலை ஆக்ஸைடு Mn_2O_7 குளோரினின் ஆக்ஸைடாகிய Cl_2O_7-ஐ ஒத்துள்ளது மாங்கனீசை அடுத்து அதே வரிசையில், அயர்ன், கோபர்ல்ட்டு மற்றும் நிக்கல் ஆகிய மூன்று தனிமங்கள் வருகின்றன. இம்மூன்றும் ஒன்றை ஒன்று பெரிதும் ஒத்துள்ளன; ஆனால் இவை உயர் குடும்ப (noble) வாயுக்களுடன் யாதொரு பொதுவான பண்புகளையும் பெற்றிருக்கவில்லை. ஆனால் அடுத்த, அதாவது ஐந்தாவது வரிசை, காப்பரில் தொடங்கி உயர் குடும்ப வாயுவான கிரிப்டானில் முடிவடைகிறது. ஆறாவது வரிசை மறுபடியும் ருபீடியம் என்ற கார உலோகத்தில் தொடங்குகிறது.

ஆர்கானைத் தொடர்ந்து, தனிமங்களின் பண்புகள் எட்டாவது தனிமத்திற்குப் பதிலாக பதினெட்டாவது தனிமத்தில் ஏறத்தாழ ஒத்த பண்புகளையுடையவையாக உள்ளன. இந்த பதினெட்டு தனிமங்கள் கொண்ட வரிசையை நீள வரிசை (Long Period) என்பர். இதில் இரண்டு துணை வரிசைகள் உள்ளன.

அடுத்த இரண்டு தொடர்களை (அதாவது ஆறாவது மற்றும் ஏழாவது) நீள வரிசை என்பர். இந்த வரிசை ருபீடியம் என்ற கார உலோகத்துடன் தொடங்கி அரிய குடும்ப வாயுவான செனானில் Xenon முடிகிறது.

எட்டாவது வரிசையில் (Xenon) ஒரு புதிய சிக்கல் ஏற்படுகிறது. இங்கு லாந்தானத்தைத் தொடர்ந்து அபூர்வ அரிய மண் உலோகங்கள் அல்லது லாந்தனைடுகள் என்ற பதினான்கு தனிமங்கள் இருக்கின்றன. இவற்றை சில சமயங்களில் லாந்தனாயிடுகள் (Lanthanoids) என்றழைப்பர். இவை மிகக் குறைந்த அளவில் கிடைக்கின்றன. அவை லாந்தானத்தை பெரிதும் ஒத்திருக்கின்றன; மேலும் அவை ஒன்றை ஒன்று பெரிதும் ஒத்துள்ளன இவற்றின் அணு அமைப்பில் உள்ள சிறப்பான பண்புகளால் லாந்தனைடுகளைப்பொது அட்டவணைக்கு வெளியேவைத்துள்ளனர் லாந்தனம் இருக்கும் இடத்தை இந்த 14 தனிமங்களுக்கும் ஒதுக்கீடு செய்துள்ளனர்.

மெண்டலீஃபின் அட்டவணையில் சீரியம் மற்றும் டாண்டலம் ஆகியவற்றிற்கிடையில் பெரிய காலி இடம் இருந்தது. இதில் எட்டாவது வரிசையின் பிற்பகுதியும் ஒன்பதாவது வரிசையும் பத்தாவது வரிசையின் தொடக்கமும் ஆக மொத்த வரிசைகள் பன்னிரெண்டு உள்ளன. தற்சமயம் லாந்தனைடுகளை ஒரே தொகுதியில் அடக்கி இருப்பதனால், இந்த அட்டவணையில் பத்து வரிசைகளே உள்ளன.

செனானுக்கு அடுத்த உயர் குடும்ப வாயுவான ரேடான் ஒன்பதாவது வரிசையின் இறுதியில் உள்ளதால், ஒன்பதாவது வரிசை 32 தனிமங்கள் கொண்ட மிக நீண்ட வரிசையாக உள்ளது.

இரண்டாவது மற்றும் மூன்றாவது குறுகிய வரிசைகளில் உள்ள தனிமங்களைப் போலல்லாது, நீள் வரிசைகளிலுள்ள தனிமங்களின் அனைத்துப் பண்புகளும் சீராக மாற்றம் அடைவதில்லை. இங்கு வழக்கமாக காணும் படிப்படியான பண்பு மாற்றங்களுடன் இவ்வரிசையில் ஆவர்த்தன முறைப்படி சில ஒப்புமைகள் காணப்படுகின்றன. இங்கு இணைதிறன் ஒரு தனிமத்திலிருந்து மற்றொன்றிற்கு ஒவ்வொரு அலகாக சீராக மாறுகிறது; வரிசையின் நடுவில் உச்ச மதிப்பை அடைந்து, ஒவ்வொரு அலகாகப் பின்பு குறைகிறது; மறுபடியும் ஏழுவகை வரிசையின் முடிவில் அதிகரிக்கிறது. இதன் தொடர்பாக நீள் வரிசைகளை இரண்டு பகுதிகளாகப் (இரண்டு தொடர்களாக) பிரித்துள்ளனர்; ஒவ்வொரு பகுதியும் ஒரு தனித் துணை வரிசையாக அமைந்துள்ளது

பத்தாவது தொகுதியில் 18 தனிமங்கள் அடங்கியுள்ளன; இதில் முதலாவதும் (*Fr*) மற்றும் இறுதியில் உள்ள 12 தனிமங்களும் செயற்கை முறையில் அண்மையில் பெறப்பட்டவை. *Ku* நீங்கலாக 11 தனிமங்களின் அணு அமைப்பு ஒன்றை ஒன்று ஒத்தும் *U*, *Pa*, *Th*, *Ac*, ஆகிய தனிமங்களின் அணு அமைப்பை ஒத்தும் உள்ளன. இக்காரணங்களால் இத் தனிமங்களை, லாந்தனைடுகளைப் போன்றே பொது அட்டவணைக்குப் புறத்தே ஆக்டினைடுகள் என்ற பொதுப் பெயரில் வைத்துள்ளனர்.

அட்டவணையில் உள்ள பத்து கிடையான தொடர்களில், மூன்று குறுகிய வரிசைகளும் மூன்று நீளவரிசைகளும் ஒரு முற்றுறா வரிசையும் அடங்கியுள்ளன. முதல் வரிசை ஹைட்ரஜனுடன் தொடங்குகிறது; மற்ற வரிசைகள் ஒரு கார உலோகத்துடன் ஆரம்பமாகின்றன. ஒவ்வொரு வரிசையும் ஒரு உயர் குடும்ப வாயுவில் முடிவடைகிறது.

மேலே காட்டியவாறு செங்குத்தான பிரிவுகள் அல்லது தொகுதிகள் ஒத்த பண்புகளைக் கொண்ட தனிமங்களைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, ஒவ்வொரு செங்குத்தாயுள்ள தொகுதியும் இயற்கையாய் அமைந்துள்ள தனிமங்கள் அடங்கியுள்ளதாய் உள்ளது. அட்டவணையில் இத்தகைய ஒன்பது தொகுதிகள் உள்ளன. ரோமன் எண்களால் (I to IX) தொகுதிகளின் எண்ணிக்கைகள் குறிக்கப்பட்டுள்ளன. அட்டவணையின் அடியில் அவற்றின் உச்ச இணைதிறனுள்ள ஆக்ஸைடுகளின் குறியீடுகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

முதல் தொகுதித் தனிமங்கள் R_2O என்ற வகை ஆக்ஸைடுகளையும் இரண்டாவது தொகுதித் தனிமங்கள் R_2Oவகை, மூன்றாவது R_2O_3 வகை ஆக்ஸைடுகளையும் கொடுக்கின்றன. எனவே மிகச் சில விதிவிலக்குகளுடன், ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களிலுள்ள தனிமங்களின் உச்ச இணைதிறன் அத் தொகுதி எண்ணை அமைந்துள்ளது.

ஹைட்ரஜனை ஒட்டிய இணைதிறனைக் கொண்டும் சில தொகுதிகளைக் குறிக்கலாம். முதல் மூன்று தொகுதிகளில் உள்ள தனிமங்கள் ஏறத்தாழ எல்லாமே உலோகங்கள்; இவை ஹைட்ரஜனுடன் வினைபடாது; அல்லது அதனுடன் வினைப்பட்டு நீரால் சிதைக்கப்படும் திண்ம சேர்மங்களைக்கொடுக்கும். இதற்கு மாறாக 4,5,6,7 ஆம் தொகுதிகளிலுள்ள அலோகங்கள் வாயு நிலையில் உள்ள ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. பின்னவற்றின் பொதுவான வாய்பாடு அட்டவணையின் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. ஆக்ஸிஜனைச் சார்ந்த அலோகங்களின் இணைதிறன் சீராக அதிகரிக்கும் பொழுது, அவற்றின் ஹைட்ரஜனைச் சார்ந்த இணைதிறன் நான்காவது தொகுதியில் நான்காய் இருப்பது குறைகிறது; ஆனால் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் சார்ந்த இணைதிறன்களின் கூட்டுத் தொகை எப்பொழுதும் 8 ஆக இருக்கிறது. இதிலிருந்து ஒன்றினுடைய இணைதிறனைத் தெரிந்திருந்தால் மற்றதினை தீர்மானித்துக் கொள்ளலாம்; சான்றாக, நைட்ரஜனின் ஹைட்ரஜனைச் சார்ந்த இணைதிறன் (NH_3) மூன்று என்று நினைவில் கொண்டால், இத் தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜன் சார்ந்த உச்ச இணைதிறன் 5 $(8-3=5)$ என்று கணக்கீடு செய்து கொள்ளலாம்.

ஒரே தொகுதியில் உள்ள தனிமங்களை ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால் கிடையான (Horizontal) நான்காவது தொகுதியின் தொடக்கத்திலிருந்து ஒவ்வொரு தனிமமும் தனக்கு மேலிடத்திலும் கீழிடத்திலும் உள்ள தனிமங்கள் தம் வரிசையில் பக்கத்தில் உள்ள தனிமங்களைக் காட்டிலும் குறைந்த ஒற்றுமையைப் பெற்றிருக்கிறது.

சான்றாக, 7-1ஆவது தொகுதியில் புரோமின், குளோரினுக்கும் அயோடினுக்கும் அருகில் இல்லை; ஆனால் ஒன்றிலிருந்து ஒன்று ஒரு தனிமத்தால் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது; 6 ஆவது தொகுதியில் உள்ள செலீனியம் மற்றும் டெல்லூரியம் என்ற ஒத்த தனிமங்கள் மாலிப்டிணத்தால் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. பின்னது மற்றைய இரண்டுடன் பொதுவான பண்புகளைச் சிறிதளவும் பெற்றிருக்க வில்லை. முதல் தொகுதியில் உள்ள பொட்டாஸிய உலோகம் 6 ஆவது வரிசையில்உள்ள ருபீடியத்துடன் மிகையான ஒற்றுமை யைப் பெற்றுள்ளது; ஆனால் தனக்கடியில் உள்ள காப்பருடன் ஒற்றுமை எதையும் பெற்றிருக்கவில்லை.

இரண்டு வரிசைகள் கொண்ட இரு நீள வரிசைத் தொடர்கள் நான்காவது வரிசையில் தொடங்குவதால்தான் முன் பத்தியில் கூறியவை நிகழ்கின்றன. இவ்விரு நீள வரிசைத் தொடர்களில் ஒன்று இரட்டைப்படையாகவும் ஒன்று ஒற்றைப்படையாகவும் ஒன்றின்மேல் ஒன்று அமைந்துள்ளது. இக்காரணத்தினால்தான் ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் ஒரு வரிசையின் முன் பாதியில் உள்ள ஒரு தனிமமும் (இரட்டைப்படைத் தொடர்) மற்றொன்று பின் பாதியில் உள்ள ஒரு தனிமும் (ஒற்றைப்படைத் தொடர்) அடங்கி யுள்ளன, இடமிருந்து வலமாக வரிசையில் செல்லும் பொழுது, அலோகப் பண்புகளின் வலிவு குறைவதால் இரட்டைப்படைத் தனிமங்கள் ஒற்றைப்படைத்தனிமங்களைவிட பொதுவாக வலுவாக உள்ளன என்பதைத் தெளிவாகக் காணலாம். இந்த இரண்டு வரிசைகளுக்குமிடையே உள்ள வேறுபாடுகளைச் சுட்டிக்காட்ட நீளவரிசையில் உள்ள இரட்டைப்படைத் தனிமங்கள் தொகுதியின் இடது பகுதியிலும் ஒற்றைப்படைத் தனிமங்கள் வலப் பகுதி யிலும் அட்டவணையில் எழுதப்பட்டுள்ளன.

நான்காவது தொடரின் தொடக்கத்திலிருந்து, தனிம வரிசை அட்டவணையில் எட்டாவது மற்றும் பூஜ்யத் தொகுதிகள் தவிர ஒவ்வொரு தொகுதியும் இரண்டு துணைத் தொகுதிகளாக (sub-groups) வகுக்கப்பட்டுள்ளது. இரட்டைத் (even) துணைத்தொகுதி யில் நீள வரிசையில் உள்ள இரட்டைப்படைத் தொடர் தனிமங் களும், ஒற்றை துணைத்தொகுதியில் ஒற்றைப்படைத் தனிமங்களும் அடங்கியுள்ளன, மாதிரி (Typical) வரிசைகள் என்று மெண்டலீ ஃபால் அழைக்கப்பட்ட 2 மற்றும் 3 வரிசைகளில் சில தொகுதி களில் இரட்டைப்படைத் தனிமங்களுக்கிடையே ஒற்றைப்படைத் தனிமங்களுக்கிடையே உள்ள தனிமங்களைக் காட்டிலும் அவற்றின் பண்புகளில் நெருக்கமான ஒற்றுமை காணப்படுகிறது. இக்கார ணங்களினால் மாதிரித் தனிமங்கள் ஒற்றை மற்றும் இரட்டைப்

படைத் தனிமங்களுடன் இணைக்கப்பட்டு சிறப்புத்துணைத்தொகுதியிலும் (Main sub-group), மற்றவற்றை இரண்டாவதான (secondary) துணைத் தொகுதியிலும் அமைத்துள்ளனர். இதனால் தான் முதல் மற்றும் இரண்டாம் தொகுதிகளில் உள்ள மாதிரித் தனிமங்கள் செங்குத்துத் தொகுதியின் இடப்புறத்திலும் மற்றைய தொகுதிகளுடையவை வலப்புறத்திலும் எழுதப்பட்டுள்ளன.

(எட்டு மற்றும் பூஜ்யத் தொகுதிகளை அகற்றிவிட்டுப் பார்ப்போமானால்) முக்கிய மற்றும் துணைச் சிறு தொகுதிகளுக்கும் இடையே உள்ள வேறுபாடு தனிம வரிசை அட்டவணையின் இரு கோடிகளிலும் உள்ள தொகுதிகளில் மிகவும் அதிகமாய் உள்ளது. முதல் தொகுதியில் உள்ள முக்கியத் துணைத் தொகுதியில், இரண்டாவது மற்றும் மூன்றாவது தொடர்களில் உள்ள நீளவரிசையில் இருக்கும் இரட்டைப்படைத் தனிமங்களான K, Rb, Cs, Fr மற்றும் Li, Na இருக்கின்றன. இவைகளுக்கு கணிசமான உலோகப் பண்புகளும் நீரை வலுவுடன் சிதைத்து வன்காரங்களைக் கொடுக்கும் இயல்புகளும் உண்டு. காப்பர், சில்வர், மற்றும் கோல்டு துணைச் சிறு தொகுதியில் அடங்கியுள்ளன. இவற்றிற்கும் முக்கிய தொகுதியில் உள்ள கார உலோகங்களுக்கும் ஒரு சிறிது ஒற்றுமையும் கிடையாது. அட்டவணையின் அடுத்த கோடியில் உள்ள ஏழாவது தொகுதியில் முக்கிய துணைதொகுதியில், F, Cl, Br, I என்ற அலோகங்கள் அடங்கியுள்ளன; ஆனால் இதன் துணைச் சிறு தொகுதியில் இரட்டைப்படை தொடரில் Mn, Tc, Re ஆகிய கணிசமான உலோகத்தன்மையுள்ள தனிமங்கள் உள்ளன.

முக்கிய துணை தொகுதிகளில் உள்ள தனிமங்களின் அணு எடை அதிகரிப்பதற்கு ஏற்ப அவற்றின் உலோகப் பண்புகள் அதிகரிக்கின்றன என்பது தெள்ளிதின் புலனாகும்.

தனிம வரிசை அட்டவணையின் எட்டாவது தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் தனித்தன்மை வாய்ந்தவை. ஒவ்வொரு கிடையான தொடரிலும் மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட மூன்று ஒத்த பண்புள்ள மூன்று தொடர்களில் (series) ஒன்பது தனிமங்கள் உள்ளன. ஒரு வரிசைத் தொடரின் இறுதிக்கும் அடுத்த நீளவரிசைத் தொடரின் தொடக்கத்திற்கும் இடையே இந்த மூன்று "மும்மைகள்" (triads) உள்ளன. ஆக்ஸிஜனை ஒட்டிய இணைதிறன் மிக அதிகமாக உடைய (அதாவது எட்டு இணைதிறன்கள் உடைய) தனிமங்கள் எட்டாம் தொகுதியில் இருக்கின்றன என எதிர்பார்க்கலாம். எனினும் மிக அதிக இணைதிறனுள்ள ஆக்ஸைடுகளை (RO_4) இந்த எட்டாவது தொகுதியில் சில தனிமங்கள் கொடுக்கின்றன.

மெண்டலீஃபின் மூல அட்டவணையில் 8 தொகுதிகளே இருந்தன; ஏனெனில் ஆர்கான், ஹீலியம் முதலிய உயர் குடும்ப வாயுக்கள் அப்பொழுது கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை. உயர் குடும்ப வாயுக்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட பிறகு, ஒரு புதிய தொகுதி அதற்கு ஒதுக்கீடு செய்யப்பட்டது. இந்தத் தொகுதியை முதல் தொகுதிக்கு முன்பு மெண்டலீஃப் வைத்தார்; அதை பூஜ்யத் தொகுதி என்றழைத்தார். இவ்வமைப்பு இத் தொகுதியின் வேதியியல் பண்புகளின் தனித்தன்மையைக் காட்டுகிறது; இத் தொகுதியின் தனிமங்கள் மற்றைய தனிமங்களுடன் இணைவதில்லை, அதாவது அவைகள் பூஜ்ய இணைதிறன்களைப் பெற்றுள்ளன.[1] எனினும், பின்னர் விளக்கப்படும் காரணங்களுக்காக, தற்காலத்தில் அட்டவணையின் கடைசித் தொகுதியில் வலது பக்கத்தில் பூஜ்யத் தொகுதி வைக்கப்பட்டுள்ளது.

முதல் அரிய குடும்ப வாயுவாகிய ஆர்கானை கண்டுபிடிப்பதற்கு 11 ஆண்டுகளுக்கு முன்பே (1883-இல்) ரஷ்ய புரட்சிக்காரரும் அறிவியலாருமான N. மோரோசோவ் அவரது புரட்சிகரமான வேலைகளுக்காக ஜார் அரசால் சிறையிலிடப்பட்டார். இவர் அறிமுறை வழியில் உயர் குடும்ப வாயுக்களின் அணு எடைகளையும் அவற்றின் (மெண்டலீஃவின் அட்டவணையில்) துல்லியமான இடத்தையும் சுட்டிக்காட்டி உயர் குடும்ப வாயுக்கள் இருப்பதைப்பற்றி அப்பொழுதே முன் கணிப்புச் (predicted) செய்தார். அவர் 1905-இல் சிறையில் இருந்து விடுதலையான பின்னரே இவரது முன்கணிப்பு உலகிற்குத் தெரிய வந்தது. இவரது வெளியீடுகள் தனிமையாக சிறையில் காவலில் வைத்திருந்தபோது எழுதப்பட்டவை.

அணு எடைகளுக்கு ஏற்பத் தனிமங்களை அமைப்பதே, மெண்ட்லிஃப்வின் தனிமவரிசை அட்டவணையின் அடிப்படைக் கொள்கை. எனினும், அட்டவணயை உற்று நோக்கினால், இக் கொள்கை மூன்று இடங்களில் பின்பற்றப்படவில்லை என்று அறியலாம். ஆர்கான் (அணு எடை 39.948) பொட்டாஸியத்திற்கு (அ. எ. 39.102) முன்பும், கோபால்ட்டு (அ. எ. 58.9332) நிக்கலுக்கு (அ. எ. 58.71) முன்பும், டெல்லூரியம் (அ. எ. 127.60) அயோடினுக்கு (அ. எ. 126.9044) முன்பும் வருகின்றன. இம் மூன்று இடங்களிலும் சம்பந்தப்பட்ட தனிமங்களின் பண்புகளுக்கு ஏற்ப மெண்டலிஃப் வழக்கமான அடிப்படைக் கொள்கையினின்றும் வழுவினர். தனிமங்களின் பண்புகளே அவற்றிற்கு ஏற்ற

[1] அண்மையில் (முன்பு மந்த வாயுக்கள் என்றறியப்பட்ட) கிரிப்டான், செனன் போன்ற பல உயர் குடும்ப கனமான வாயுக்கள் வேதியச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன என கண்டறியப்பட்டுள்ளது.

இடத்தை அமைப்பதில் முக்கியம் என்றும் அணு எடை அவ்வளவு முக்கியம் இல்லை என்ற கருத்தை மெண்டலீஃப் கொண்டிருந்ததை இங்கு காணலாம்.

பிற்காலத்தில் கண்ட ஆய்வுகளின்படி மெண்டலீஃப்வின் தனிம வரிசை அட்டவணை அமைப்பு முறை முழுதும் சரியானதென காட்டப்பட்டது; இம்முறை அணு அமைப்பையும் ஒட்டியதாய் உள்ளது. ஏழாவது அத்தியாயத்தில் இதைப்பற்றி விரிவாகக் கூறப்படும்.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமங்களின் பண்புகள்—அணு, எடைகள், இணைதிறன்கள், வேதியியல் பண்புகள் முதலியவை—குறுக்கும் நெடுக்குமாக ஒரு குறித்த (definite) சீரான முறையில் மாறுகின்றன. அட்டவணையில் உள்ள ஒவ்வொரு தனிமமும் அவற்றின் பண்புகளுக்கேற்றபடி இடத்தையும் (மறுதலையாக இடத்துக் கேற்றபடி பண்புகளையும்) பெற்றுள்ளன. ஆகையால் அட்டவணையில் ஒரு தனிமம் அமைந்துள்ள இடத்தைத் தெரிந்தால் அதன் பண்புகளைபபற்றி முன்கணிப்பாகக் கூற முடியும்.

மூன்றாவது வரிசையில் அமைந்துள்ள மெக்னீஷியம் மற்றும் சிலிகனுக்கு இடையில் உள்ள தனிமத்தின் பண்புகளைக் கண்டு பிடிக்க வேண்டுமென்று கொள்க. இத் தனிமம் மூன்றாவது தொகுதியில் இருப்பதால், அதனுடைய ஆக்ஸைடு R_2O_3 என்ற வாய்ப்பாட்டைப் (அதாவது மூன்று இணை திறனையும்) பெற்றிருக்கும். மெக்னீஷியம் இடப்புறத்தில் இரண்டாவது தொகுதியில் இருப்பதால் உலோகத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளதாலும் வடபுறமுள்ள சிலிகன் நான்காவது தொகுதியில் இருப்பதால் வலுக் குறைந்த அலோகமாகத் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதாலும், பிரச்சனையில் விவாதத்திற்கு எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட தனிமம் பெரும்பாலும் உலோகத் தன்மையைப் பெற்றிருக்கும்; மெக்னீஷியத்தைக் காட்டிலும் உலோகத்தன்மை குறைவாகப் பெற்றிருக்கும். இதே தொகுதியில் இதற்கு மேலே உள்ள போரான் மிகக் குறைந்த உலோகப் பண்புகளையே பெற்றிருக்கிறது. இதற்கு அடியில் உள்ள ஸ்காண்டியம் என்ற தனிமம் கணிசமான உலோகப் பண்புகளைக் கொண்டுள்ளது. ஆகையால் விவாதத்திற்கு எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட தனிமம் ஒரு உலோகமாக இருத்தல் வேண்டும் என்று நிச்சயமாகிறது. எனவே இது ஹைட்ரஜனுடன் இணைவதே இல்லை, மேலும் அத்துடன் திண்ம சேர்மத்தைத் தருவதில்லை. உலோக மெக்னீஷிய ஆக்ஸைடுக்கும் அலோக சிலிகன் ஆக்ஸைடுக்கும் இடை நிலையில் இருப்பதால் இதன் ஆக்ஸைடு

வலி குறைந்த காரத்தன்மையையோ அல்லது ஈரியல்புள்ள தன்மையையோ (அதாவது இவைகள் அமிலங்களுடனும் காரங்களுடனும் வினைப்பட்டு உப்புகளைக் கொடுக்கிறது) கொண்டிருக்கும். அலுமினியத்தின் பண்புகள் இவ்வாறு இருக்கிறது.

அலுமினியத்தின் அணு எடையை அட்டவணையில் அது அமர்ந்துள்ள இடத்தைக்கொண்டு கணக்கீடு செய்யலாம். இதன் இரு பக்கத்தில் உள்ள தனிமங்களின் அணு எடைகளின் சராசரி அணு எடையை அலுமினியம் பெற்றிருக்கிறது.

தனிமங்களின் வேதியியல் பண்புகளும் எளிய பொருள்களின் பல இயல்பியல் பண்புகளும், அவற்றின் அணு எடைக்கேற்ப படிப்படியாக ஆவர்த்தன முறையில் மாற்றம் (Periodic function) அடைகின்றன. ஒரு திண்மத்தின் அல்லது நீர்மத்தின் ஒரு கிராம்-அணு எடையின் பருமனை அணுப்பருமன் (atomic volume) என்பர். எளிய பொருள்களின் படிப்படியான இயல்பியல் பண்புகளின் மாற்றம் அவற்றின் அணுப் பருமனைக்கொண்டு நோக்கினல் நன்கு

படம் 7. அணு எடை

புலனாகும். படம் 7-இல் அணு எடை அதிகரிக்கும்பொழுது உண்டாகும் அணுப்பருமன் மாற்றங்களின் வளை கோடுகள் விளக்

மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணை

வரிசைகள்	தொடர்கள்	தனிமங்களின் தொகுதிகள் I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	O
1	I	1 H ஹைட்ரஜன் 1.00737								2He ஹீலியம் 4.0026
2	II	3 Li லிதியம் 6.939	4 Be பெரிலியம் 9.0122	5 B போரன் 10.811	6 C கார்பன் 12.01115	7 N நைட்ரஜன் 14.0067	8 O ஆக்ஸிஜன் 15.9994	ஃ F ரின் 984		10 Ne நியான் 20.183
3	III	11 Na சோடியம் 22.9898	12 Mg மெக்னீஷியம் 24.312	13 Al அலுமினியம் 26.9815	14 Si சிலிகன் 28.086	15 P பாஸ்பரஸ் 30.9738	16 S சல்ஃபர் 32.064	கு Cl ரின் 453		18 Ar ஆர்கான் 39.948
4	IV	19 K பொட்டாஸியம் 39.102	20 Ca கால்ஸியம் 40.08	21 Sc ஸ்காண்டியம் 44.956	22 Ti டைட்டேனியம் 47.90	23 V வனேடியம் 50.942	24 Cr குரோமியம் 51.996	25 M மாங்க 54.93	26 Fe அயர்ன் 55.847 27 Co கோபால்ட்டு 58.9332 28 Ni நிக்கல் 58.71	
	V	29 Cu காப்பர் 63.54	30 Zn ஸிங்க் 65.37	31 Ga காலியம் 69.72	32 Ge ஜெர்மேனியம் 72.59	33 As ஆர்செனிக் 74.9216	34 Se செலீனியம் 78.96	35 Br ரோமின் 79.909		36 Kr கிரிப்டான் 83.80
5	VI	37 Rb ருபீடியம் 85.47	38 Sr ஸ்ட்ரான்ஷியம் 87.62	39 Y இட்ரியம் 88.905	40 Zr ஜிர்கோனியம் 91.22	41 Nb நியோபியம் 92.906	42 Mo மாலிப்டினம் 95.94	43 T டெக் [99] யம்	44 Ru ருதீனியம் 101.07 45 Rh ரோடியம் 102.905 46 Pd பலாடியம் 106.4	
	VII	47 Ag சில்வர் 107.870	48 Cd காட்மியம் 112.40	49 In இன்டியம் 114.82	50 Sn டின் 118.69	51 Sb ஆன்டிமனி 121.75	52 Te டெல்லுரியம் 127.60	53 I யோடின் 126.9041		54 Xe ஸெனன் 131.30
6	VIII	55 Cs ஸிசியம் 132.905	56 Ba பேரியம் 137.34	57 La* லாந்தனம் 138.91	72 Hf ஹாப்னியம் 178.49	73 Ta டாண்டலம் 180.948	74 W டங்ஸ்டன் 183.85	75 Re ரீனியம் 186.85	76 Os ஆஸ்மியம் 190.2 77 Ir இரிடியம் 192.2 78 Pt பிளாட்டினம் 195.09	
	IX	79 Au கோல்ட்டு 196.967	80 Hg மெர்க்குரி 200.59	81 Tl தாலியம் 204.37	82 Pb லெட்டு 207.19	83 Bi பிஸ்மத் 208.980	84 Po பொலோனியம் [210]	85 At ஸ்டடின் [210]		86 Rn ரேடான் [222]
7	X	87 Fr பிரான்ஷியம் [223]	88 Ra ரேடியம் [226]	89 Ac** ஆக்டீனியம் [227]	(Th)	(Pa)	(U)			
உச்சஇணை திறனுடைய ஆக்ஸைடுகள்		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4	
வாயுநிலை ஹைட்ரஜன் சேர்மங்கள்					RH_4	RH_3	RH_2	RH		

* லாந்தனைடுகள்

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tu	70 Yb	71 Lu
சீரியம்	பிரேசியோடிமியம்	நியோடிமியம்	புரோமிதியம்	சமேரியம்	யுரோபியம்	கடோலினியம்	டெர்பியம்	டிஸ்போசியம்	ஹோல்மியம்	எர்பியம்	தூலியம்	இட்டர்பியம்	லுடீசியம்
140.12	140.907	144.24	[147]	150.35	151.96	157.25	158.924	162.50	164.930	167.26	168.934	173.04	174.97

** ஆக்டினைடுகள்

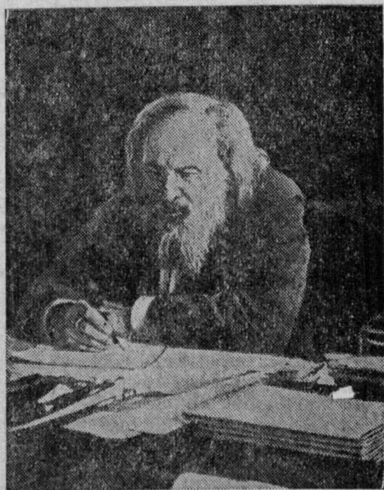
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	104 Ku
தோரியம்	புரோடாக்டினியம்	யுரேனியம்	நெப்டுனியம்	புளுடோனியம்	அமரீசியம்	க்யூரியம்	பெர்கீலியம்	கலிபோர்னியம்	ஐன்ஸ்டீனியம்	ஃபெர்மியம்	மெண்டலீவியம்	நொபீலியம்	லாரன்ஷியம்	குர்ச்சடோவியம்
232.038	[231]	288.03	[237]	[242]	[243]	[247]	[247]	[249]	[254]	[253]	[256]	[256]	[257]	

கப்பட்டிருக்கின்றன. வளைகோடுகளின் உச்ச நிலைகளில் மிக அதிக அணுப் பருமன்களைக் கொண்டுள்ள கார உலோகங்கள் உள்ளன.

எளிய பொருள்களின் அடர்த்திகள், உருகு மற்றும் கொதி நிலைகள் மற்றும் ஏனைய இயல்பியல் மாறிலிகள் ஆவர்த்தன முறையில் மாற்றம் அடைகின்றன.

மெண்டலீஃவின் தனிம வரிசை அட்டவணையைக் காண்க.

வேதியியல் துறையிலேயே மிக முக்கியமான பொதுப் டைக் கருத்துக்களை (அதாவது தனிம வரிசை அட்டவணையை வழங்கியவர் டிமிட்ரி ஐவனோவிக் மெண்டலீஃப். இவர் 1834 இல் சைபீரியாவில் உள்ள டொபோல்ஸ் என்ற ஊரில் அங்குள்ள உடல் பயிற்சி வல்லுநர் குடும்பத்தில் பிறந்தார். இவர் உள்ளூரிலேயே உயர் நிலைப்பள்ளிப் படிப்பை முடித்துக்கொண்டு பீட்டர்ஸ் பர்க் ஆசிரியர் கழகத்தில் சேர்ந்து அங்கு 1857 இல் தங்கப்பதக்கத்துடன் பெற்று பட்டம் வாங்கினார்.



டிமிட்ரி ஐவனோவிக் மெண்டலீஃவ்
(1834—1907)

சுயபருமன்எண் (Specific volume) என்பதைப்பற்றி ஆராய்ச்சிக் கட்டுரை எழுதி, மெண்டலீஃப் 1859 இல் முதுகலைப் பட்டம் பெற்றார். பின்னர் வெளிநாட்டிற்கு இரண்டாண்டுகள் அறிவியல் குழுவில் (Commission) சென்றார். இரஷ்யாவிற்கு திரும்பிய உடன் பீட்டர்ஸ்பர்க் தொழில்நுட்ப கழகத்தில் பேராசிரியராகத் தேர்ந்தெடுக்கப்பட்டார். இங்கு 23 ஆண்டுகள் அறிவியல் துறையிலும் ஆசிரியராகவும் பணியாற்றினார். எடைகள் மற்றும் அளவுகள் கழகத்தின் (Bureau of weights and measures) இயக்குநராக

1893 இல் இவர் நியமிக்கப்பட்டார். இப்பணியுடன் மிகுந்த அளவு அறிவியல் மற்றும் இலக்கியம் ஆகிய துறைகளில் கூட பெரும்பணி ஆற்றி வந்தார்.

ஆவர்த்தன விதியின் கண்டுபிடிப்பு மற்றும் தனிம வரிசை அட்டவணை தயாரிப்பு ஆகியவையே மெண்டலீஃபின் மிகப் பெரும் ஆக்க வேலைகளாகும்.

மெண்டலீஃபின் முக்கியமான நூல்கள் பின்வருமாறு: நீர்க் கரைசல்களை அவற்றின் ஒப்பு அடர்த்தி கொண்டு ஆராய்தல், இவரது டாக்டர் பட்ட ஆராய்ச்சிக் கட்டுரை, ஆல்கஹாலை நீருடன் இணைத்து வினைப்படச் செய்தல், கரைச்சல்களைப் பற்றிய கருத்துக்கள், மெண்ட்லீஃபால் உருவாக்கி வளர்க்கப்பட்ட கரைச் சல்களின் நீரேற்றக் (hydrate theory of solutions) கொள்கை தற்கால கரைசல்களின் கொள்கைக்கு அடிப்படையாக (foundation) அமைந்திருந்தது.

முழுவதும் ஆவர்த்தன விதியின் அடிப்படையில் முதன் முதலாக கனிம வேதியியலை தனது நூல்களில் மிக முக்கியமான பகுதியாகிய "வேதியியலின் கோட்பாடுகள்" என்பதில் நன்கு விளக்கினார். 1905 இல் மெண்டலீஃவ் பின்வருமாறு எழுதினார்: அந்தக் "கோட்பாடுகள்"தான் எனது குழந்தைகள். அவை என் பிம்பத்தையும் எனது ஆசிரியர் அனுபவத்தையும் எனது மனங் கவர்ந்த அருமையான எண்ணங்களையும் பிரதிபலிக்கின்றன.

அறிமுறைப் பயிற்சியையும் செயல்முறைப் பயிற்சியையும் ஒருங்கிணைத்து, மெண்டலீஃப் தனது வாழ்க்கை முழுவதும், தன் நாட்டின் தொழில் துறையை அபிவிருத்தி செய்வதில் பெருங் கவனம் செலுத்தினார். பெட்ரோலியத் தொழில் நுட்பத்தில் உள்ள பிரச்னைகளில் மிக ஆர்வம் கொண்டு, பாகு என்னுமிடத் தில் பெட்ரோலிய பொறியியலில் நாட்டம் செலுத்தி, பெட்ரோ லியத்தை அதிகமாக உற்பத்தி செய்வதிலும் அதை வேதியியல் துறைப்படி சுத்தம் செய்வதிலும் மிக்க உற்சாகம் கொண்டு பணி யாற்றினார். பாகுவிலிருந்து ருங்கடல் வரை எண்ணை கொண்டு செல்லும் குழாயை அமைக்கும்படி புதுக்கருத்துத் தெரிவித்தார். யூரல் பகுதியில் உள்ள இரும்புத் தொழிலுல் ஆர்வம் கொண்டு அவ்விடத்திற்குச் சென்று நேரடியாக பார்வையிட்டு, யூரல் பகுதி யில் இரும்பு மற்றும் எஃகு தயாரிக்க குஸ்நெட்ஸ்க் பகுதி நிலக் கரியைப் பயன்படுத்துவதைப் பற்றி ஆய்வு செய்தார். கிழக்குப் பகுதியில் உலோகவியல் மேம்பாட்டைப் பற்றி பல புதுமைக்

கருத்துக்களைக் கூறினர். வார்ப்பிரும்பு தயாரிக்காமலேயே நேரடியாக இரும்புத் தாதுவிலிருந்து இரும்', மற்றும் எஃகு தயாரிப்பதைப் பற்றி ஆலோசனை செய்தார்.

29. ஆவர்த்தன அட்டவணையின் சிறப்பு

தனிம வரிசை ஆவர்த்தன அட்டவணை பிற்காலத்தில் வேதியியல் வளர்ச்சியடைவதற்கு பெரிதும் சாதகமாய் இருந்தது; வேதியத் தனிமங்களை இயற்கையான முறையில் சீராக முதன் முதல் வகையீடு செய்வதோடு அல்லாமல், தனிமங்கள் ஒன்றிற் கொன்று தொடர்புடையதாய் இருப்பதைக் காட்டி, ஆராய்ச்சிக்கு வழிகோலியது.

ஆவர்த்தன விதிப்படி மெண்டலீஃப் அட்டவணையைக் கண்டு பிடித்தபொழுது, பல தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை; சான்ருக, நாலாவது வரிசையில் உள்ள ஸ்காண்டியம் என்னும் தனிமம் அப்பொழுது கண்டுபிடிக்கப்படாதவைகளில் ஒன்ருகும். கால்ஸியத்தைப் பின்தொடரும் தனிமம் அதன் அணு எடைப்படி டைட்டேனியமாக இருந்தது. ஆனல் கால்ஸியத்தை அடுத்து டைட்டேனியத்தை அமைக்க முடியாது; ஏனெனில் இதன்படி டைட்டேனியத்தை மூன்ருவது தொகுதியில் வைக்க வேண்டி வரும். டைட்டேனியம் நான்கிணை திறன் கொண்டது; அதன் உயர்ந்த ஆக்ஸைடு, TiO_2; மேலும் அதன் மற்றைய பண்புகளை நோக்கினல் அது நாலாவது தொகுதியில்தான் வைக்கப்பட வேண்டும். இக்காரணம் கொண்டே, மெண்டலீஃப் ஒரு இடத்தை காலியாக (அதாவது கால்ஸியத்திற்கும டைட்டேனியத்திற்கும் இடையில் உள்ள இடத்தை) விட்டு வைத்தார். இவ்வாறே ஐந்தாவது வரிசையில் சிங்சிற்கும் ஆர்சனிக்கிற்கும் இடையே இரண்டு காலியிடங்கள் விடப்பட்டன. இவ்விரு இடங்களைத் தற்காலம் காலியம், ஜெர்மனியம் என்ற இரண்டு தனிமங்கள் நிரம்பியுள்ளன. மற்ற தொடர்களிலும்கூட காலி இடங்களை விட்டு வைக்க வேண்டியிருந்தது. அதுவரை அறியப்படா திருந்தும் மேற்கூறிய காலியிடங்களை நிரப்பக்கூடிய தனிமங்கள் உண்டென்று உறுதியாக நம்பினதுமன்றி, ஆவர்த்தன அட்ட வணையில் உள்ள மற்ற தனிமங்களினிடையே தம் இடத்திற்கேற்ப அத்தனிமங்களின் பண்புகள் எத்தகையன என்பதையும் முன்னறி வித்தார்.

கால்சியத்திற்கும் டைட்டேனியத்திற்கும் இடையேயுள்ள தனிமத்தை எகா-போரான் (அதன் பண்புகள் போரானை ஒத்தி யிருப்பதால்) என்று அவர் பெயரிட்டழைத்தார்; ஐந்தாவது தொடரில் சிங்கிற்கும் ஆர்சனிக்கிற்கும் இடையேயுள்ள இரு

தனிமங்களை எகா - அலுமினியம் என்றும் எகா - சிலிகான் என்றும் பெயரிட்டார்.

அன்று வரை அறியப்படாத தனிமங்களின் பண்புகளை முன்னறிவிப்பதைக் குறித்து, மெண்டலீஃப் எழுதியது: பிற் காலத்தில் இத்தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்படும் பொழுது, எனது அடிப்படை தற்கோள்கள் (assumptions) மற்ற வேதியியல் வல்லுநர்களுக்கு என் கோட்பாடுகளைத் தெளிவாக்கும் என்பது உறுதி.''

அடுத்த பதினைந்து ஆண்டுகளில் முன்னறிவிப்புகள் மிகவும் நன்ருக உறுதிபடுத்தப்பட்டன: மூன்று தனிமங்கள் கண்டு பிடிக்கப்பட்டன. முதலில் பிரான்சு நாட்டு லெக்யூத பாயிஸி பாட்ரான் என்ற வேதியியலார் காலியம் என்ற புதிய தனிமத் தைக் கண்டுபிடித்தார்; இது மெண்டலீஃப் எகா-அலுமினியத் திற்கு இவர் முன்னறிவித்தபடி பண்புகளைப் பெற்றிருந்தது; இதற்குப் பிறகு, ஸ்வீடனில் நில்சன் ஸ்காண்டியத்தைக் கண்டு பிடித்தார். இதற்கு எகா-போரானின் பண்புகள் இருந்தன. இறுதியாக பல்லாண்டுகளுக்குப் பின்னர், விங்லர் ஜெர்மெனியில் ஜெர்மேனியம் என்ற தனிமத்தைக் கண்டுபிடித்தார். இத்தனி மம் மெண்டலீஃபின் எகா – சிலிகானை ஒத்திருந்தது.

1871-ல் மெண்டலீஃபால் முன்னறிவிப்புச் செய்த எகா-சிலி கானிற்கும் 1886-ல் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட ஜெர்மேனியத்திற்கும் உள்ள பண்புகளை ஒப்பு நோக்கினுல், மெண்டலீஃபின் பிரம்மிக்கத் தக்க துல்லியமான முன்னறிவிப்பு தெள்ளிதில் புலனுகும். இதை பின்வரும் பட்டியல் காட்டுகிறது :—

எகா - சிலிகனின் பண்புகள் (Es)	ஜெர்மேனியத்தின் பண்புகள் (Ge)
1. இது Es உருகும் தன்மையுள்ள உலோகம், மிகையாக சூடேற்றினுல் ஆவியாகும் தன்மையது	1. இது (Ge) சாம்பல் வண்ண உலோகம், உருகு நிலை சுமார் 960°C; மிகை வெப்ப நிலைகளில் ஆவியாகிறது.
2. இதன் அணு எடை சுமார் 72; ஒப்பு அடர்த்தி சுமார் 5.5.	2. இதன் அணு எடை 72.59 அடர்த்தி 5.35 கிராம்/செ. மீ., 20°C வெப்ப நிலையில்
3. EsO_2 எளிதில் ஒடுக்கப் படும்.	3. GeO_2 எளிதில் உலோகமாக நிலக்கரி அல்லது ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்ருல் ஒடுக்கப் படுகிறது.

4. EsO_2 இன் ஒப்பு அடர்த்தி சுமார் 4. 7 ஆக இருக்கும்.	4. GeO_2 - இன் அடர்த்தி 4.703 கி / செ.மீ³ 18° C வெப்ப நிலையில்
5. $EsCl_4$ ஒரு நீர்மம்; இதன் கொதி° நிலை சுமார் 90°C; ஒப்பு அடர்த்தி சுமார் 1.9.	5. $GeCl_4$ 83°C கொதி நிலை யுள்ள நீர்மம்; அடர்த்தி 1.88 கி/செ.மீ³18°C வெப்ப நிலையில்.

காலியம், ஸ்காண்டியம் மற்றும் ஜெர்மேனியம் ஆகியவற்றின் கண்டுபிடிப்பு, ஆவர்த்தன விதியின் உண்மையான வெற்றியாகும். உலகமெங்கும் ருஷ்ய வேதியியலாரின் முன்னறிவிப்புச் செய்திகள் பரவியது. இதன் பிறகு மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன வீதி அகில உலக ஒப்புதலையும், மதிப்பையும் பெற்றது.

மிக்க திருப்தியுடன் மெண்டலீஃபே இக்கண்டு பிடிப்புகளை ஏற்றுக்கொண்டு கூறியதாவது: "1871-ல் நான் ஆவர்த்தன விதியைக் கொண்டு அன்றுவரை க டுபிடிக்கப்படாத தனிமங்களின் பண்புகளைப்பற்றி ஒரு கட்டுரை எழுதியபொழுது, இவ்விதி என் ஆயுள்நாளிலேயே மெய்ப்பிக்கப்படும் என்று எண்ணவில்லை; உண்மை இதற்குப் புறம்பாய் இருந்தது. எகா - போரான், எகா - அலுமினியம் மற்றும் எகா - சிலிகன் ஆகிய தனிமங்களைப் பற்றி விவரித்திருந்தேன் ; இருபது ஆண்டுகள் செல்வதற்கு முன்பே, இந்த மூன்று தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்படும் வாய்ப்பை நான் நேரில் காணும் மகிழ்ச்சியைப் பெற்றேன்...."

பல தனிமங்களின் இணை திறன் மற்றும் அணு எடைகளை நிர்ணயம் செய்யும் பிரச்னைகளில் இவ்வாவர்த்தன அமைப்பு மிகவும் இன்றியமையாததாக இருந்தது.

சான்றாக, பெரிலியம் என்னும் தனிமம் அலுமினியத்தை ஒத்துள்ளது என்றும் அதனுடைய ஆக்ஸைடின் வாய்ப்பாடு Be_2O_3 என்றும் கருதப்பட்டது. பெரிலிய ஆக்ஸைடை பகுத்தாய்வு செய்ததில் 9 பாகம் பெரிலியமும் 16 பாகம் ஆக்ஸிஜனும் உள்ளதெனக் கண்டனர். அச்சமயம் பெரிலியத்தின் எளிதில் ஆவியாகும் தன்மையுள்ள சேர்மங்கள் அறிந்திருக்கப் படாததால், இத்தனிமத்தின் அணு எடையை துல்லியமாக தீர்மானிக்க முடியவில்லை. பெரிலிய ஆக்ஸைடின் சதவீத அமைப்பு மற்றும் அதன் அநுமானித்த (assumed) வாய்ப்பாடு ஆகியவற்றின் அடிப்படையில், இத்தனிமத்தின் அணு எடை 13.5 எனக் கருதப்பட்டது. ஆனல் பெரிலியத்திற்கு ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஒரே ஒரு இடம்தான் உண்டு—அதாவது மெக்னீஷியத்திற்கு மேலிடத்தில் இதன்படி இத்தனிமத்தின் ஆக்ஸைடின் வாய்ப்பாடு BeO; ஆகையால் பெரிலியத்தின் அணுஎடை 9 ஆக இருத்தல்வேண்டும்;

பெரிலியம் குளோரைடின் ஆவி அடர்த்தியிலிருந்து பெரிலியத்தின் அணு எடையை கணக்கீடு செய்ததின் மூலம் இம்முடிவிற்கே வந்தார்கள்.

பல அபூர்வ தனிமங்களின் அணு எடைகளைத் திருத்துவதற்கு இவ்வாறு ஆவர்த்தன அட்டவணை ஆய்வாளர்களைத் தூண்டியது. எடுத்துக்காட்டாக, சீஸியத்தின் அணு எடை 123.4 என முன்பு எண்ணினர்கள். அட்டவணையில் தனிமங்களை வரிசைப்படுத்தும் பொழுது, சீஸியத்தின் இடம் அதன் பண்புகளுக்கேற்ப முதல் தொகுதியில் இடது புறத்தில் ருபீடியத்திற்கு அடியில் அமைத்தல் வேண்டும் என்று மெண்டலீஃப் கண்டார்; மேலும் அதன் அணு எடை 130-க்கு சமம் என்று நினைத்தார். சீஸியத்தின் அணுஎடை 132.905 என அண்மையில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளது.

ஆவர்த்தன விதியை முதலில் அறிஞர்கள் நன்கு வரவேற்க வில்லை; ஏன், அவநம்பிக்கையுடன் கூட இவ்விதியை அணுகினர்கள். கண்டுபிடிப்புகளின் அடிப்படையில், மெண்டலீஃப் அணு எடைகள் சம்பந்தப்பட்ட பல சோதனைகளின் தரவுகளை (data) கேள்விக்கு இலக்காக்கினர்; இன்னும் கண்டுபிடிக்கப் படாத தனிமங்களையும் அவற்றின் பண்புகளையும் துணிந்து முன்னறிவிப்புச் செய்தார். இவரது துணிச்சலான பேச்சுகளை பல வேதியியலார் ஐயத்துடன் நோக்கினர்கள். சான்றாக, L. மேயர் 1870இல் ஆவர்த்தன விதியைப்பற்றி பின்வருமாறு எழுதினர்: "வழக்கமாக கண்டுபிடிக்கப்பட்ட அணு எடைகளை மெண்டலீஃபின் உறுதியாகாத அடிப்படையில் மாற்றுவது அவசரப்பட்டுச் செய்வதாகும்."

எனினும் மெண்டலீஃபின் முன்னறிவிப்புகள் உண்மையென கண்டறியப்பட்டது; ஆவர்த்தன விதி உலகமெங்கும் ஒப்புக் கொள்ளப்பட்டது. இச் சிக்கல் பல அறிவியலார்களை மனதை இடர் செய்து வந்தது; ஆவர்த்தன விதியை பல நாடுகளில் உள்ள அறிவியலார்கள் கண்டுபிடிக்க முயற்சித்தனர். இக் காரணத்தால் மெண்டலீஃப் தவிர மற்றைய வேதியியலார்கள் இவ் விதியைக் கண்டுபிடித்து விட்டதாக வீண் வாய்ச்சொல் (சவடால்) அடித்தனர். "வேதியியலின் கோட்பாடுகள்" என்ற அவரது நூலில் மெண்டலீஃப் பின்வருமாறு எழுதினர்:

"ஒரு விதியை உறுதிப்படுத்த பின்வருவன தேவை: அவ் விதியினின்றும் வருவிக்கப்பட்டவைகள் (deductions) அவ்விதி யில்லாமல் இயங்கா, விதி தரு முறைகளை சோதனை

களின் மூலம் மெய்ப்பிக்கவேண்டும். ஆவர்த்தன விதியைக் கண்டு பிடித்த பிறகு, இக் கருத்தைக் கொண்டுதான், நான் (1869-71) தர்க்க ரீதியான விதி தரு முறைகளைக் கொண்டு உண்மையை மெய்ப்பித்தேன். சோதனையின்றி எந்த ஒரு இயற்கை விதியையும் உறுதிப்படுத்த முடியாது. பிரான்ஸ் நாட்டவர் சான்கோர்ட் டாயிஸ் ஆவர்த்தன விதியைக் கண்டு பிடித்ததாக கருதுவர்; ஆங்கிலேயர்கள் இவ் விதியை நியூலாண்டு கண்டுக் பிடித்ததாக நினைப்பார்கள்; சிலர் L. மேயர் இவ்விதியைக் கண்டு பிடித்தார் என்று கூறுவார்கள். இம்மூவரும் அன்றுவரை கண்டுபிடிக்காத தனிமங்களின் பண்புகளை ஊகித்துக்கூட காணத்துணியவில்லை; சம்பிரதாயமாக கணக்கிடப்பட்ட தனிமங்களின் அணு எடைகளைத் திருத்த முற்படவில்லை; நான் முதலில் செய்தபடி (1869) ஆவர்த் தன விதி ஒரு புதிய எல்லா உண்மைகளையும், உள்ளடக்கிய இயற்கை விதி என்று இம் மூவரால் கருதப்படவில்லை.''

ஆவர்த்தன விதியின் கண்டுபிடிப்பு மற்றும் வேதியத் தனிமங் களின் அமைப்பு ஆகியவை வேதியியல் மற்றும் இயற்கை அறிவி யல்களுக்கு மாத்திரம் பெரிதும் சிறப்பானதல்ல; உலகாதயத் திற்கும் தத்துவ ஞானத்திற்கும் முக்கியமாகக் கருதப்பட்டது. வேதியியல் தனிமங்களின் பண்புகளுக்கும் அவற்றிலுள்ள அணுக் களின் அளவிற்கும் உள்ள தொடர்பைக் காட்டும் முகத்தான், ஆவர்த்தன விதி, எங்கும் இயங்கும் இயற்கை விதியை (அளவு தரமாக மாறும் விதி—Law of Transformation of Quantity into -Quality) மெய்ப்படுத்த உதவியது.

மெண்டலீஃபின் காலத்தில் வேதியத் தனிமங்களின் அறிவைப் பற்றிய பொதுக் கருத்துக்களைக் கூறுவதில் ஆவர்த்தன விதி மிகவும் முக்கியமானது. இயற்கையின் அடிப்படை விதியில் வேதியியல் தனிமங்கள் சீராக அமைந்துள்ளன என்று மெண்ட லீஃப் தெளிவாகக் காட்டினார்.

ஆவர்த்தன விதிக்கு மிக்க முக்கியத்துவம் காட்டினாலும், மெண்டலீஃப் உண்மையின் அடித்தளத்தை அடைவதற்கு, கடின மான உழைப்பும் மற்றும் பல புதிய சோதனைகளும் வேண்டும் என்று சுட்டிக் காட்டினார். அவர் பின்வருமாறு எழுதினார்: ''இயற்கையின் இரகசியத்தை ஆவர்த்தன விதியானது ஒரு பகுதியே காட்டுகிறது.'' மெண்டலீஃபின் காலத்தில் உள்ளதைக் காட்டிலும், ஆவர்த்தன விதியின் அடிப்படையில் பிற்காலத்தில்

பொருளின் உள்ளமைப்பைப் பற்றிய ஆழ்ந்த உண்மைகளை அறிவியலின் பிற்கால ஆய்வுகள் காட்டின. இருபதாம் நூற்றாண்டின் முற்பகுதியில் அணுவின் அமைப்பைப் பற்றிய கொள்கை மேம்பாடு அடைந்தது. இதன் மூலம் ஆவர்த்தன விதியின் உட்பொருள் நன்கு புலனாகி மெண்டலீஃபின் திட்டத்திற்கு புத்தொளி அளித்து, இவ்விதியை மேலும் சிறப்பாகவும் சீரான ஒருங்கிணைப்புள்ளதாகவும் உலகிற்குக் காட்டியது.

4. அணு அமைப்பு

அனைத்து வேதித் தனிமங்களுக்கும் இடையே ஒரு தொடர்பு நிலவியுள்ளது என்பதைத் தனிம வரிசை அட்டவணையின் வாயிலாக அறிகிறோம். இது, அணுக்கள் அடிப்படையில் ஏதேனும் ஒரு பொதுப் பண்பைப் பெற்றிருக்கவேண்டும் என்ற கருத்தை தெரிவிக்கின்றது. இருப்பினும், 19-ம் நூற்றாண்டின் இறுதிவரை வேதியியலில் ஓங்கி நிலவிவந்த கருத்து அணு ஒரு எளிய பொருளின் மிகச் சிறிய மற்றும் பிளவுறாத முடிவு நிலை துகளாகும் என்ற நுண்பொருள் ஆராய்ச்சி நூலின் கருத்தாகும்.

அனைத்து வேதி வினைகளிலும் உடைந்து பின் மீண்டும் கூடுபவைகளாக இருப்பவை மூலக்கூறுகள் தான்; அணுக்கள் மாற்றம் எதுவும் அடையாமல் அவற்றிலும் எளிய துகள்களாக பிளவு அடையாமல் உள்ளன.

ஒரு சில அறிவியலாளர்களே இத்தகைய கருத்துக்கள் ஒரு தலையானவை, பிற்போக்கானவை என அறிந்திருந்தனர். எடுத்துக் காட்டாக, ரஷியா அறிவியலார் A. பட்லெரோவ் 1886-ல் பின்வருமாறு எழுதியுள்ளார்: "...இப்போது "அணுக்கள்" எனப் படுபவை வேதிப்பகுப்புக்கு உட்படக் கூடியவைகளாக இருக்கலாம்; அதாவது இயற்கையாக அவை பிளவுறாதவை அல்ல ஆனால் இன்று நமக்கு தெரிந்துள்ள முறைகளினால் பிளவுறாதவைகளாக இருக்கலாம்...எதிர்காலத்தில் கண்டுபிடிக்கப்படும் முறைகளினால் பிளவுறக்கூடியவையாக இருக்கலாம்." இது போன்ற கருத்துக்களை அதே சமயத்தில் N. மொரோசோவ் என்ற வேறொரு ரஷிய அறிவியலாரும் தெரிவித்தார். அவர் எழுதியிருப்பது: "எரிந்துவிழும் நட்சத்திரங்களின் நிறநிரல் ஆய்வுகளின்போது அடிக்கடி கண்டறிப்படும் வானத் தீ போன்ற அண்டக் கதிர்களின் சூழ்நிலையில் அணுக்கள் அவற்றைவிடச் சிறிய துகள்களாக சிதைவடையாமல் இருக்கக்கூடும் எனக் கருதிக்

கொள்ள முடியுமா? அப்படி இல்லாமல் இருக்கலாம், வேதித் தனிமங்களின் அணுக்கள் அகிலத்தின் நிலேயான வரலாற்றில் அவற்றைப்பற்றிய பல புதிய கருத்துக்களே தோற்றுவிப்பதற் கான வாய்ப்புக்கு உட்படும் என்பதற்கான சான்று பெருமளவு உள்ளது.''

ஆனல் அக்காலத்தில் இந்த அனுமானங்களின் ஒன்றுகூட சோதனையின் அடிப்படையில் உறுதிச் செய்யப்படவில்லே. அணு அமைப்பின் சிக்கலான தன்மை மற்றும் சில சூழ்நிலேகளில் அணுவை அதனினும் எளிய துகள்களாகப் பிளவுறச் செய்ய முடியும் போன்ற கருத்துக்களே வெளிபடுத்திய கண்டுபிடிப்புகள் 19-ம் நூற்ருண்டின் இறுதி வரை கண்டுபிடிக்கப்படவில்லே.

இக்கண்டுபிடிப்புகள் அணு அமைப்புப் பற்றிய அறிவியல் வளர்ச்சிக்கு பெரிதும் துணைபுரிவனவாக இருந்தன.

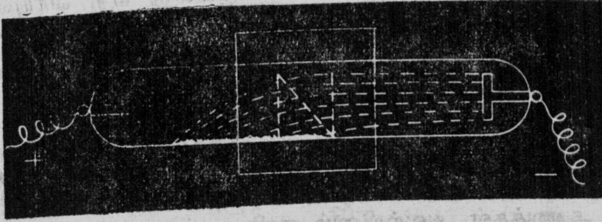
30. எலெக்ட்ரான்களின் கண்டுபிடிப்பு

மிகவும் அழுத்தம் குறைக்கப்பட்ட வாயுக்களில் மின்னிறக்கம் செய்தபோது உண்டான எதிர்மின் முனே கதிர்களின் (Cathode rays) ஆய்வுகளிலிருந்து அணுக்களின், சிக்கலான அமைப்புப் பற்றிய கருத்துக்கள் முதன் முதலில் அறியப்பட்டன. இக்கதிர் களேக் கண்டறிவதற்காக, இரண்டு உலோக மின்முனேகள் பொருத்தப்பட்ட ஒரு கண்ணுடிக் குழாயிலிருந்து முடிந்த வரை காற்றை வெளிப்படுத்திப் பின்னர் உயர் மின் அழுத்த மின்சாரம் செலுத்தப்படுகிறது. இச் சூழ்நிலேகளில், எதிர்மின்முனேயிலிருந்து செங்குத்தான திசையில் கண்ணுக்குப் புலனுகாத **எதிர்மின் முனேக் கதிர்கள்** வெளிப்படுகின்றன. இக் கதிர்கள் கண்ணுடிக் குழாயின் மீதுபடும் இடங்களே பிரகாசமான பச்சை நிறத்துடன் ஒளிரச் செய்கின்றன.

எதிர்மின் முனேக் கதிர்கள் அவற்றின் பாதையிலுள்ள இலே சானநகரும் பொருள்களேப் பெயர்ச்சி அடையச் செய்பவைகளா கவும் காந்தம் மற்றும் மின் புலங்களில் (பின்னதில் நேர்மின் சுமை கொண்ட தகட்டை நோக்கி) விலக்கம் பெறுபவைகளாகவும் (படம் 8) உள்ளன. எதிர்மின் முனேக்கதிர்களின் செயலே குழாயின் ஊடே மட்டுப்தான் கண்டறிய முடியும்; ஏனெனில் இக் கதிர்கள் கண்ணுடியின் வழியாக ஊடுருவிச் செல்லாது.

எதிர்மின் முனேக் கதிர்களின் பண்புகளேப் பற்றிய ஆய்விலி ருந்து, அவை எதிர்மின் சுமை கொண்ட நுண்ணிய துகள்களின்

கற்றை எனவும் அவை ஒளியின் திசை வேகத்தில் சுமார் பாதி யளவு வேகத்துடன் செல்கின்றன எனவும் அறியப்படுகிறது. சிறப்பான முறைகளைக் கொண்டு இக் கதிர்களில் அடங்கியுள்ள



படம் 8. காந்த புலத்தில் எதிர்மின் முனைக் கதிர்கள் விலக்கம் அடைதல்.

துகள்களின் நிறை மற்றும் மின் சுமையின் மதிப்பு ஆகியவற்றை நிர்ணயிப்பதில் அறிவியலார் வெற்றி கண்டுள்ளனர். ஒவ்வொரு துகளினுடைய நிறையுய் கார்பன் அலகில் 0.00055 பங்கு ஆக அல்லது ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறையில் $\frac{1}{1840}$ பங்காக உள்ளது. ஒரு துகளின் மின் சுமை. 1.602×10^{-10} கூலூம்கள் அல்லது 4.803×10^{-10} நிலைமின் அலகுகளுக்குச் சமமாகும். துகள்களின் நிறை மற்றும் மின் சுமை ஆகிய இரண்டும் குழாயில் எடுத்துக் கொண்ட வாயுவின் தன்மை, மின் முனைகள் அல்லது சோதனையின் எவ்வித சூழ்நிலையையும் சார்ந்து இருக்கவில்லை. என்பதனைச் சிறப்பாக குறிப்பிட வேண்மடு. மேலும் எதிர் மின் முனைக் கதிர்கள மின்னேற்ற நிலையில் மட்டும் தான் அறியப்பட்டுள்ளன; அவற்றிலிருந்து மின் சுமையைநீக்கி அவற்றை மின் நடு நிலைத்துகள்களாக மாற்ற முடியாது அவற்றின் முக்கியப் பண்பிற்குக் காரணமாக இருப்பது மின் சுமையே. இத்துகள்கள் **எலெக்ட்ரான்கள்** எனப்படுகின்றன.

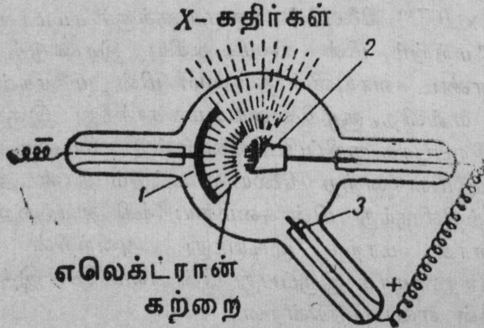
இன்றைய கொள்கையின்படி, **எலெக்ட்ரானின் மின் சுமை தான் முடிவு நிலையான மின் சுமையாக, நிலவக்கூடிய மிகச் சிறிய அளவு மின்சாரமாக உள்ளது.** மின்சாரம் தனித்தனி துகள்களை மின் சுமையுடைய "அணுக்களை", அதாவது பெரும்பாலும் ஒரு முழு எண் அளவில் இது போன்ற துகள்களைக் கொண்ட மின் சுமையுடைய பொருளைப் பெற்றுள்ளது.

எதிர்மின் முனைக்-கதிர் குழாய்களில் எலெக்ட்ரான்கள் எதிர் மின் முனையிலிருந்து மின்னிறக்கச் செயலினால் தள்ளப் படுகின்றன. இவை மின்னிறக்கத் தொடர்பு இல்லாத நிலையிலும் உண்டாகலாம். எடுத்துக்காட்டாக, எல்லா உலோகங்களும் நன்றாக சூடு செய்யும்போது எலெக்ட்ரான்களை வெளிப்படுத்து கின்றன; ஒரு மெழுகு வர்த்தியின் சுடர் அல்லது எரி வாயுவிலும் எலெக்ட்ரான்கள் காணப்படுகின்றன; பல பொருள்கள் புற ஊதாக் கதிர்கள் அல்லது X-கதிர்களின் செயலினால் எலெக்ட் ரான்களை வெளிவிடுகின்றன.

பல பொருள்கள் எலெக்ட்ரான்களை வெளிவிடுவது எல்லா அணுக்களிலும் இத் துகள்கள் உள்ளன என்பதைக் காட்டுகிறது; எனவே, **அணுக்கள் அவற்றினும் எளிய துகள்களால் ஆனவை என அறியப்படுகிறது.**

31. கதிர்கள் கண்டுபிடிப்பு

1895-ல் ஜெர்மன் இயற்பியலார் ரான்ட்ஜென், எதிர்மின் முனைக் கதிர்களின் செயலினால் கண்ணாடி ஒளிர்வதைப் பற்றி ஆய்ந்துக் கொண்டிருக்கும் போது ஒரு புதுவகைக் கதிர்களை— X-கதிர்களை கண்டு பிடித்தார். இவற்றை சில சமயங்களில் **ராண்ட்ஜென் கதிர்கள்** என்று கூறுவதும் உண்டு. இக் கதிர்கள் ஒளிப்படத் தகட்டின் மீது அவற்றின் செயலைக் கொண்டும் பல

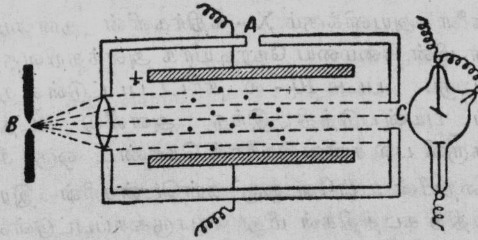


படம் 9. X-கதிர் குழாய்கள்

1. எதிர்மின் முனை; 2. எதிர்-எதிர்மின்முனை; 3. நேர்மின்முனை.

பொருள்களில் ஒளிரும் தன்மையை உண்டாக்கும் அவற்றின் பண்புகளிலிருந்தும் கண்டறியப்பட்டன. X-கதிர்களின் மிகச் சிறந்த பண்பு அவற்றின் மிக உயர் ஊடுருவும் திறனாகும். இவை கண்ணாடி, மரப்பலகை, மரம், துணிகள் மற்றும் பல்வேறு பொருள் களினூடே (இவை சாதாரண ஒளிக் கதிர்களை ஊடுருவ

விடுவதில்லை) பெரும்பாலும் தடுக்கப்படாமல் ஊடுருவிச் செல்கின்றன. உலோகங்கள் மட்டும்தான், முக்கியமாக கனமானவை இவற்றை தடுத்து நிறுத்த முடியும்.



படம் 10. எலெக்ட்ரானின் மின் சுமையை நிர்ணயிப்பதற்கான சாதனம்

எந்த ஒரு திண்மப் பொருளையும் எதிர்மின்முனைக் கதிர்களின் செயலுக்கு உட்படுத்தி அவற்றிலிருந்து X-கதிர்களை உண்டாக்கலாம்; ஆனால் கன உலோகங்கள் (டங்ஸ்டன், பிளாட்டினம்) இக் கதிர்களை மிகவும் செறிவுடன் வெளிப்படுத்துகின்றன. இதன் காரணமாகத்தான் X-கதிர்களை உண்டாக்க) ஆய்ந்தறிவதற்குத் தேவைப்படும் சிறப்பான X-கதிர் குழாய்களில் (படம் 9) எதிர்மின்முனைக் கதிர்களின் கற்றை **எதிர்-எதிர்மின்முனை** (anti-cathode) எனப்படும் ஒரு உலோகத் தகடுமீது விழும்படிச் செய்யப்படுகிறது. வேகமான எதிர் மின்முனைக் கதிரின் துகள்களின் தாக்குதலால் இத் தகடு X-கதிர்களை வெளிப்படுத்துகிறது. எதிர் மின்முனைக் கதிர்களைப் போன்று X-கதிர்கள் காந்தம் மற்றும் மின் புலங்களால் விலக்கம் அடைவதில்லை; எனவே அவை எவ்வித மின் சுமைகளையும் பெற்றிருக்கவில்லை.

மேற்கூறப்பட்ட பண்புகளோடு வாயுக்களை அயனிக்கும் பண்பையும் X-கதிர்கள் பெற்றுள்ளன. ஒரு வாயுவின் ஊடே X-கதிர்கள் செல்லும்போது வாயு மின் கடத்தும் தன்மையைப் பெறுகிறது. வாயுவின் கடத்துத் திறனுக்கு **அயனிகள்** எனப்படும் நேர்மின் சுமை மற்றும் எதிர்மின் சுமையுடைய துகள்கள் உண்டாவதுதான் காரணம் என ஆய்ந்தறியப்பட்டுள்ளது; எனவே வாயு அயனிக்கப்படுகிறது என்கிறோம்.

அயனிகள் உண்டாவது அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன என்பதற்கான மற்றொரு சான்றாகும். X-கதிர்களின் செயலினால் வாயுவின் மின் நடுநிலை அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளிலிருந்து எலெக்ட்ரான்கள் பிரித்து எடுக்கப்படுகின்றன;

இதன் காரணமாக அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் எதிர் மின் சுமையைப் பெறுகின்றன. அதே சமயத்தில் பிற மூலக்கூறுகள் வெளிப்பட்ட எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக் கொண்டு எதிர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகளாக மாறுகின்றன.

வாயுக்களை அயனிக்கும் X - கதிர்களின் தன்மை எலெக்ட்ரான் மீதான மின் சுமையை நேரடியாக அளந்தறிவதற்குப் பயன் படுத்தப்பட்டது. படம் 10 - ல் காட்டப்பட்டுள்ளது போன்ற அமைப்பைப் பயன்படுத்தி இந்த அளவீடு நடத்தப்பட்டது. பயன்படும் கருவி பல சன்னல்களைக் கொண்ட ஒரு சிறிய அறையாகும். அறையின் உள்ளே ஒரு கன்டென்சரின் இரண்டு தகடுகள் மின் அரிதிற் கடத்திகள் மீது பொருத்தப்பட்டுள்ளன.

அளவிடும் முறை பின்வருமாறு. வாயில் A-யின் வழியாக மிக நுண்ணிய எண்ணெய்த் திவலைகள் அறையினூடே தூவப்பட்டன. இவை புவிஈர்ப்பு விசையின் காரணமாக மெதுவாகப் படியத் துவங்கின. அறையின் உட்பக்கம் ஒரு மின் வில்லின் மூலம் ஒளியை உண்டாக்கி, கீழே வரும் எண்ணெய்த் திவலைகள் அறையின் முன்பக்க சுவரில் உள்ள சன்னலுக்கு எதிராக ஒரு நுண் நோக்கி மூலம் கவனிக்கப்பட்டன. அவை கீழே இறங்கும் வேக வீதத்தைக் கொண்டு திவலைகளின் எடை நிர்ணயிக்கப் பட்டது. X-கதிர்களின் (சன்னல் C வழியாக) செயலுக்குச் சிறிது நேரம் உட்பட்டதால் கன்டன்சர் தகடுகளுக்கு இடையே உள்ள காற்று பகுதியளவு அயனிக்கப்படுகின்றது. உண்டான அயனிகளைத் திவலைகள் கவர்ந்து மின் சுமைகளைப் பெறுகின்றன. கன்டன்சரின் தகடுகள் மின்னேற்றம் பெருமல் இருக்கும் வரை இத்திவலைகள் தொடர்ந்து புவிஈர்ப்பு விசையின் காரணமாக எப்போதும் போன்ற வேகத்துடன் இறங்குகின்றன. ஆனால் கன்டன்சர் மின்னேற்றம் பெற்றதுமே, திவலைகளின் இயக்கம் மாறுபடுகிறது: எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு திவலை எதிர்மின் சுமையுடையதாகவும் மேலே உள்ள கன்டன்சர் தகடு நேர்மின் சுமையுடனும் இருப்பினும், திவலை மேல் தகட்டை நோக்கி இழுக்கப்படும்; அது கீழ் நோக்கிச் செல்வது தடுக்கப்பட்டு சில சமயத்தில் மேல் நோக்கிச் செல்லவும் துவங்கக் கூடும். கன்டன்சரின் மின்னேற்றத்தைச் சீராக்குவதன் மூலம் எந்தத் திவலையை வேண்டுமானாலும் காற்றில் தொங்கிக் கொண்டிருப்பது போல நிறுத்த முடியும். எனவே, இது போன்ற சூழ்நிலைகளில் திவலையின் எடையைத் தகட்டின் கவர்ச்சி விசை சரியாக நடுநிலையாக்கி விடும் என்பது தெளிவு. எனவே, மின் புலத்தின் மின்னழுத்தத்தையும் திவலையின் எடையையும் தெரிந்துகொண்டு அதன் மின் சுமையை நாம் கணக்கிடலாம்.

தனிப்பட்ட திவலைகளை பல முறைகள் கவனித்தபோது அவற்றின் மின் சுமைகள் மாறுபட்டு காணப்பட்டன; ஆனல், அவை எப்போதும் ஒரு குறிப்பிட்ட குறைந்த அளவு மின் சுமைக்குச் சமமாகவோ அல்லது அதன் மடங்குகளாகவே இருந்தன. தற்போதைய விவரப்படி அதன் மதிப்பு 4.803×10^{-10} நிலை மின் அலகுகளாகும். திவலை குறைந்தது ஒன்றுக்குக் குறைவான எலெக்ட்ரானை எடுத்துக்கொள்ள முடியாது; எனவே இந்த குறைந்த அளவு மின் சுமையே எலெக்ட்ரானின் மின் சுமையாகும்.

நீண்ட காலத்திற்கு X – கதிர்களின் தன்மையைப்பற்றி மாறுபட்ட கருத்துக்கள் இருந்து வந்தன. முடிவாக, இயற்பியலார்கள், X – கதிர்கள் கண்ணுக்குப் புலனுகும் ஒளிக் கதிர்களைப் போன்ற மின்காந்த அலைகளாகும் என்ற முடிவை மேற்கொண்டனர்; ஆனல் இவை சிறிய அலை நீளம் உடையவை; X – கதிர் நிற நிரல் ஆய்வுகள் அணு அமைப்புக் கொள்கையின் வளர்ச்சியில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்தவைகளாக இருந்தன.

32. கதிரியக்கக் கண்டுபிடிப்பு; ரேடியமும் அதன் பண்புகளும்

ரான்ட்ஜன் என்பவரால் ஒரு புதிய வகைக் கதிர்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட பிறகு ஓராண்டுக்குப் பின்னர், பெக்குரல் என்ற பிரெஞ்சு இயற்பியலார், அக்காலத்தில் அறியப்பட்ட வேதித் தனிமங்களிலேயே மிகவும் கனமான (அணு எடை 238·03) யுரேனியம் உலோகத்தின் உப்புகள் X-கதிர்களைப் போல பல்வேறு பொருள்களை ஊடுருவிச் செல்லும் மற்றும் சாதாரண ஒளியிலிருந்து பாதுகாத்து வைக்கப்பட்டிருக்கும் ஒளிப்படத் தகடுகளை பாதிக்கும் பண்பைக்கொண்ட ஒருவகைக் கதிர்களை வெளிப்படுத்துகின்றன என்பதைக் கண்டறிந்தார்.

பின்னர் மேரி க்யூரி - ஸ்கொலடோவ்ஸ்கா இதே பண்பை அணு எடையில் யுரேனியத்துடன் நெருங்கியுள்ள ஒரு தனிமமான தோரியத்தின் உப்புகளில் கண்டறிந்தார். க்யூரி தெரிவித்தபடி இப்பண்பு கதிரியக்கம் (Radio activity) என்றழைக்கப்பட்டது; மற்றும் யுரேனியம், மற்றும் தோரியம் உப்புகள் வெளிப்படுத்தும் கதிர்களைப் போன்ற கதிர்களை வீசும் பொருள்கள் **ரேடியக் கதிரியக்கப் பொருள்கள்** எனப்பட்டன.

மேரி க்யூரி - ஸ்கொல டோவ்ஸ்கா 1867-ல் வார்சாவில் பிறந்தவர். இவர் இளமைப் பருவத்தில் தனது தகப்பனுர் கணிதம் மற்றும் இயற்பியல் போதித்து வந்த கல்லூரியின் மாணவர்களால் நிறுவப்பட்ட குழுவில் ஒரு உறுப்பினராக இருந்து புரட்சி இயக்கத்தில் தீவிர பங்கேற்ருர். காவலர் தொல்லேயின் காரணமாக இந்தக் குழு அழிந்ததும் இவர் வார்சாவை விட்டு நீங்கி பாரிஸில் தங்கினுர். இங்குப் பல்கலேக் கழகத்தில் சேர்ந்தார்.



மேரிக்யூரி - ஸ்கொலடோவ்ஸ்கா
(1867-1934)

பட்டப்படிப்பு முடிந்ததும் ஸ்கொலடோவ்ஸ்கா அவரது கணவர் பியரிக்யூரியுடன் இணேந்து கதிரியக்கம்பற்றி ஆய்ந்தறிய. முற்பட்டார் இத் துறையில் இவரது சிறப்புமிக்க கண்டுபுடிப்புகளுக்காக இயற்ப அறிவியலுக்கான டாக்டர் பட்டம் இவருக்கு வழங்கப்பட்டது. இவரது கணவர் இறந்த பிறகு (1906-ல்) இவர் கதிரியக்கத் தனிமங்கள் பற்றிய தமது ஆராய்ச்சிகளேத் தொடர்ந்து செய்தார். 1910-ல் இவர் முதன் முதலான உலோக ரேடியத்தைப் பெற்ருர். நோபல் பரிசை இருமுறை பெற்ற அறிவியலார் இவர் ஒருவரே.

யுரேனியம் உப்புகளின் கதிரியக்கப் பண்புகளின் கண்டுபிடிப்பு அனேத்து யுரேனியம் சேர்மங்களேயும் பற்றிய விரிவான ஆய்வை நடத்தக் க்யூரி அவர்களேத் தூண்டிற்று. இந்த ஆய்வு கதிரியக்கம் யுரேனியம் அணுக்களுக்குரிய பண்பாகும் என்ற முடிவை மேற்கொள்ளச் செய்தது; ஏனெனில், இதன் தன்மை வீதம் முழுமையாக சேர்மங்களில் யுரேனியத்தின் அளவைச் சார்ந்திருந்தது; யுரேனியம் எந்தத் தனிமங்களுடன் இணேந்திருப்பினும் அவற்றை இத் தன்மை சார்ந்திருக்கவில்லே. இயற்கை யுரேனியம் சேர்மங்களே ஆய்ந்து கொண்டிருக்கும் போது அவற்றில் யுரேனியத்தின் அளவு மிகக் குறைவாக இருந்த போதிலும் அவை தூய யுரேனியம் உப்புகள் அல்லது யுரேனியம்

தனிமத்தைக் காட்டிலும் அதிக கதிரியக்கத் தன்மையுடையவை களாக இருந்ததை க்யூரி அவர்கள் கண்டறிந்தார். இக்காரணத்தினுல் யுரேனியம் தாதுக்களில் வேறு ஒரு கதிரியக்கப் பொருள் இருக்கவேண்டும் எனக் கருதப்பட்டது. இப் பொருள் வழக்கமான பகுப்பாய்வு முறைகளினுல் கண்டறியப்பட முடியாததால் தாதுவில் இதன் அளவு மிகக் குறைவாக இருக்க வேண்டும் என அறியப்பட்டது.

உண்மையில், யுரேனியம் பிட்ச்பிளண்டு தாதுவிலிருந்து பொருள்களைப் படிப்படியாகப் பிரித்தெடுத்து முடிவில் இரண்டு புதிய தீவிர கதிரியக்கத் தன்மையுடைய தனிமங்களைக் கண்டறிவதில் க்யூரி அவர்கள் வெற்றி கண்டனர். அவர்கள் ஒன்றை **பொலோனியம்** என்னும் மற்றொன்றை **ரேடியம்** என்றும் அழைத்தனர்.

தாதுவில் இரண்டு னிமங்களின் சதவீதமும் மிக மிகக் குறைவாக இருந்தது. எனவே, அவற்றை தூயநிலையில் பெறுவதற்குப் பெருமளவு தாதுவை பயனுக்க வேண்டியிருந்தது. தொடக்கப் பொருள் பிட்ச்பிளண்டு மட்டும் அல்ல; ஆனல் தாதுவிலிருந்து யுரேனியம் பிரித்தெடுக்கப்பட்ட பிறகு எஞ்சிய கழிவும் அடங்கியுள்ளது; அரை ஆண்டிற்கு மேலாக வருந்தி உழைத்ததின் பயனுக, பல டன்கள் அளவு கழிவைப் பயனுக்கி ஒரு கிராமில் நூற்றில் ஒரு சில பங்கு அளவு ரேடியத்தை அதன் தூய குளோரைடு வடிவில் க்யூரி அவர்கள் பெற்றனர். இருப்பினும் இந்த அளவே அறிவியலில் ஒரு முழுமையான புரட்சியை உண்டாக்குவதற்குப் போதுமானதாக இருந்தது. தாதுவின் பொலோனியத்தின் அளவு செயல்முறையில் புலப்படாத அளவிற்குக் குறைவாக இருந்ததன் காரணமாக அவர்களால் அதனைப் பிரித்து எடுக்க முடியவில்லை.[1]

தற்போது ரேடியத்தின் பண்புகள் மிகவும் முழுமையாக அறியப்பட்டுள்ளன. இது ஒரு சில்வர் போன்ற மிருதுவான உலோகம்; அறையின் வெப்ப நிலையில் நீரைச் சிதைக்கிறது இதன் வேதிப் பண்புகள் பெரிதும் பேரியத்தின் பண்புகளுடன் ஒத்துள்ளன. இது பிட்ச பிளண்டு தாதுவில் பேரியத்துடன் இணைந்து காணப்படுகிறது. ரேடியம் மற்றும் பேரியத்தின் உப்புகள் வேதி மற்றும் இயற்பியல் பண்புகளில் மிகவும் ஒத்திருப்பதால் ரேடியத்தை பேரியத்திலிருந்து பிரித்தெடுப்பது மிகவும்

[1] அடுத்து ஒரு மூன்ருவது கதிரியக்க தனிமம் ஆக்டினியம்—யுரேனியம் தாதுவில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது.

கடினம். பேரியத்தைப் போல், ரேடியம் தனிம வரிசை அட்ட வணையின் இரண்டாவது தொகுதியில் உள்ளது. ரேடியம் பொது வாக அதன் குளோரைடு வடிவில் அல்லது புரோமைடு வடிவில் பெறப்படுகிறது ($RaCl_2$ அல்லது $RaBr_2$).

ரேடியம் இயற்கையில் மிகவும் பரவலாகக் காணப்படுகிறது; இது பல கனிமங்களிலும் கனிம ஊற்று நீர்களிலும் காணப் படுகிறது; ஆனல் எப்போதும் மிகக் குறைந்த அளவுகளில் தான் உள்ளது. ரேடியம் யுரேனியம் தாதுக்களில் இருந்து பெறப் படுகிறது. மிகவும் வளமான யுரேனியம் தாதுகூட ஒரு டன் தாதுவில் சுமார் 0·3 கி. ரேடியத்தைத்தான் பெற்றுள்ளது.

ரேடியத்தின் மிகச் சிறந்த பணிபு அதன் கதிரியக்கத் தன்மை யாகும்; இது யுரேனியத்தின் கதிரியக்கத் தன்மையைவிட பல மில்லியன் மடங்குகள் அதிகமாகும். ரேடியம் உப்புகள் இருட்டில் ஒளி வீசுகின்றன.

ரேடியம் வெகு அளவு ஆற்றலை தொடர்ச்சியாக வெளிப் படுத்தும் சக்தி வாய்ந்ததாக உள்ளது. வெப்ப அளவீடுகள் வாயி லாக ஒரு மணி நேரத்தில் ஒரு கிராம் ரேடியம் சுமார் 137 கலோரிகள் வெப்பத்தை வெளிவிடுகிறது என்று அறியப் பட்டுள்ளது. பல வருடங்களாகக் கவனித்ததில் வெளிப்படும் ஆற்றலின் அளவில் அறியக்கூடிய அளவிற்கு குறைந்ததாக கண்டறியப்படவில்லை.

இத்தகைய "வியக்கத்தக்க" ரேடியத்தின் பண்புகள் நிறை யழியாமை விதிக்கு ஒரு சவாலாக இருப்பது போன்று தோன்று கிறது. வேறு எவ்வித ஆற்றலையும் செலவழிக்காமல் இடை விடாது ஆற்றலை ரேடியத்திலிருந்து பெறமுடியும் எனத் தோன் றிற்று. எனவே பல அறிவியலார்கள் ரேடியம் மற்றும் கதிரியக்க வீச்சு பற்றி ஆய்வுகள் நடத்தியது வியப்பிற்குரியதாக இல்லை. இந்த ஆய்வுகளின் முடிவுகள் மிகவும் முக்கியமானவைகளாக இருந்தன. இவை, வேதித் தனிமங்களைப் பற்றிய முந்தைய கருத்துக்கள் மற்றும் அணுக்களை மாற்றமுடியாது. என்ற கோட்பாடு ஆகியவற்றை அடியோடு மாற்றிவிட்டன.

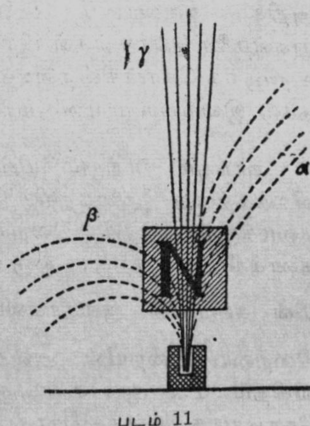
33. கதிரியக்கச் சிதைவு

ரேடியம் தயாரிப்பதற்கான பொருளை, $RaBr_2$-ன் ஒரு கிராமில் நூற்றில் ஒரு சில பங்கு அளவை மேற்பக்கம் ஒரு திறப்பு உள்ள ஒரு சிறிய லெட் பெட்டியில் வைத்தால், குறுகிய செங்குத்தான கதிர்களின் கற்றை மட்டும் தான் வெளிப்படும்;

மற்ற எல்லாக் கதிர்களையும் லெட் தடுத்துவிடும். ஒரு ஒளிப்படத் தகட்டைத் திறப்பின் மீது வைத்தால் கதிர்கள் படும் இடத்தில் ஒரு கருப்பு நிறப்புள்ளி தோன்றும்.

இப்போது ஒரு சக்தி வாய்ந்த காந்தத்தின் வட முனையை பெட்டியிலுள்ள திறப்புக்கு அருகில் கொண்டு வருவோம். இப்போது தகட்டில் ஒரு தனிப்பட்ட கருப்பு நிறப்புள்ளி தோன்றுவதற்குப் பதிலாக மூன்று புள்ளிகள் தோன்றும்: ஒன்று முன்பு இருந்த இடத்திலேயே காணப்படும்; மற்றொன்று அதற்கு வலது பக்கமும் மூன்றாவது புள்ளி இடப்பக்கமும் காணப்படும்.

இச் சோதனை கண்டறியப்பட்ட கதிர் வீச்சு ஒரு படித்தானது அல்ல என்பதைக் காட்டுகிறது; ஏனெனில் காந்த புலத்தின் செயலினால் செங்குத்தாகச் சென்ற கற்றை மூன்று வகைக் கதிர்களாகப் பிரிகின்றது. (படம் 11); காந்த புலத்தில் திசையை மாற்றிக் கொள்ளாத கதிர்கள் காமாக் (γ) கதிர்கள் எனப்படும்; இடது பக்கமாக விலக்கம் அடைந்தவை. (β) பீட்டாக் கதிர்கள் எனப்படும்; வலதுபக்கமாகத் திரும்பும் கதிர்கள் ஆல்ஃபாக் (α) கதிர்கள் எனப்படும்.



படம் 11
காந்த புலத்தில் கதிரியக்கக் கதிர்கள் பிரிக்கப்படுதல்

(γ) காமாக் கதிர்கள் இவை பெரிதும் X-கதிர்களை ஒத்துள்ளன. பின்னதைப் போன்றே இவையும் சாதாரண ஒளிக்கதிர்களின் தன்மையன; ஆனால் மிகக் குறுகிய அலை நீளத்தையும் மிக அதிக ஊடுருவும் ஆற்றலையும் கொண்டுள்ளன; இவற்றின் செயலை இவை 30 செ. மீ தடிப்புள்ள இரும்புத் தகட்டின் வழியே ஊடுருவிய பின்பும் கண்டறிய முடியும்.

(β) பீட்டாக் கதிர்கள்: இவை எதிர்மின் முனைக் கதிர்களை ஒத்துள்ளன. இவை வேகமாகச் செல்லும் எலெக்ட்ரான்களின் கற்றையாகும். இதன் துகளின் நிறை ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறையில் $\frac{1}{1840}$ பங்காகும்.

பீட்டாக் கதிர்களுக்கும் எதிர் மின் முனைக் கதிர்களுக்கும் இடையேயான ஒரே வேற்றுமை இவற்றின் துகள்களின் திசை வேகங்களில் காணப்படும் வித்தியாசமாகும். மிகவும் வேகமான

எதிர்மின் முனைக் கதிர்கள் 150,000 கி. மீ./செ. திசை வேகத்தைப் பெற்றிருக்கும்போது, சில பீட்டா துகள்களின் திசை வேகம் பெரும்பாலும் ஒளியின் வேகத்திற்குச் சமமாக (300,000 கி.மீ./செ.) உள்ளது. பீட்டாக் கதிர்கள் அலுமினியம் ஏடுகளுக்கு ஊடே 3 மி. மீ. தடிப்பு அளவிற்கு ஊடுருவுகின்றன.[1]

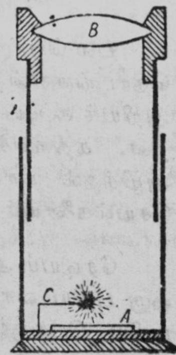
(a) **ஆல்ஃபாக் கதிர்கள்:** இவை மிகவும் குறிப்பிடத்தக்கவை. பீட்டாக் கதிர்களைப் போல இவையும் துகள்களின் கற்றையாகும்; ஆனால் இவை நேர்மின் சுமையுடையன. இவற்றின் திசை வேகம் பீட்டாத் துகள்களினுடையதைவிட மிகக் குறைவு; இருப்பினும் அதிக அளவானதே — 20,000 கி. மீ./செ. ஆகும். ஆல்ஃபா துகள்களை பொருள்கள் பிறவற்றைப் போல் அல்லாமல் எளிதின் உறிஞ்சிக் கொள்கின்றன: 0. 1 மி.மீ. தடிப்பு உள்ள அலுமினியத் தகடு இவற்றை முழுவதுமாகத் தடுத்துவிடும்.

காந்தம் மற்றும் மின் புலங்களில் ஆல்ஃபா துகள்களின் விலக்கத்தை அளந்தறிந்து ஒவ்வொரு ஆல்ஃபா துகளின் மின் சுமைக்கும் அதன் நிறைக்கும் இடையேயுள்ள விகிதத்தைக் கணக்கிட முடிகிறது; ஒரு எலெக்ட்ரான் மீதான மின் சுமையை மின் சுமையின் அலகாகவும் $\frac{1}{12}$ பங்கு ஒரு கார்பன் அணுவின் நிறையை நிறையின் அலகாகவும் ஏற்றுக் கொண்டால், இவ் விகிதம் 1:2 ஆக உள்ளது. ஆல்ஃபா துகளின் மின் சுமையை நேரடியாக அளந்தபோது அது எலக்ட்ரான் மீதான சுமையை விட இரு மடங்காக உள்ளது; எனவே, ஆல்ஃபா துகளின் நிறை நான்குக்குச் சமமாகும். ஆனால் இது ஹீலியம் அணுவின் நிறையாகும். எனவே, ஆல்ஃபா துகள்கள் இரண்டு நேர்மின் சுமைகளை கொண்ட ஹீலியத்தின் அயனிகளாகும் என அறியப்படுகிறது.

ஆல்ஃபா துகள்களும் ஹீலியமும் ஒத்திருப்பது நேரடியாக சோதனையின் மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. ஆல்ஃபா துகள்கள் ஊடுருவிச் செல்லத்தக்க மெல்லிய சுவர்களைக் கொண்ட ஒரு கண்ணாடிக் குழாயில் இணைக்கப்பட்ட ஒரு ரேடியம் தயாரிப்புப் பொருள் தடித்த சுவர்களைக் கொண்ட வேறொரு கண்ணாடிக் குழாயினுள் வைக்கப்பட்டது. சிறிது நேரத்திற்குப் பிறகு வெளிக் குழாயில் ஹீலியம் இருப்பதை ஒரு நிற நிரல் வரையி கொண்டு கண்டறிய முடியும்.

[1] ரேடியம் ஆல்ஃபா மற்றும் காமாக் கதிர்களை மட்டும்தான் வெளிப்படுத்துகிறது. ரேடியம் தயாரிப்புப் பொருள்கள் பீட்டாக் கதிர்களை வீசுவதற்குக் காரணம் அவை பீட்டாக் கதிர்களை வீசும் வேறு கதிரியக்கப் பொருள்களை சிறிய அளவுகளில் பெற்றிருப்பதேயாகும்.

சிங்க் சல்ஃபைடு தடவப்பட்ட ஒரு திரையை ஆல்ஃபாக் கதிர்களின் பாதையில் வைத்தால், அது இருட்டில் ஒளிருவதைக் காணலாம். இது போன்றவற்றை எளிதில் கண்டறிய **ஸ்பின்தாரிஸ்கோப்** (Spinthariscope) என்ற கருவியைப் (படம் 12) பயன்படுத்தலாம். இக்கருவி பித்தளையால் ஆன ஒரு உருளை. இதன் மேல் பாகத்தில் உருப்பெருக்கும் கண்ணாடி *B* உள்ளது. இதன் அடிப்பாகத்தில் சிங்க் சல்ஃபைடு பூசப்பட்ட ஒரு திரை உள்ளது. முனையில் சிறிது கதிரியக்கப் பொருளைக் கொண்ட ஒரு ஊசியை திரையின் முன்பு வைக்கப்படுகிறது. உருப்பெருக்கம் கண்ணாடி வழியாகத் திரையை நோக்கினால் ஒளிர்வது பல தனிப்பட்ட பொரிகளைக் கொண்டிருப்பது எளிதின் புலனாகும்; ஒவ்வொரு பொரியும் ஒரு ஆல்ஃபா துகள் திரையின் மீது மோதுவதால் உண்டாவதாகும். எனவே, பொரிகளை எண்ணுவதன் வாயிலாக ஒரு குறிப்பிட்ட நேரத்தில் திரையைத் தாக்கும் ஆல்ஃபா துகள்களின் எண்ணிக்கையை நிர்ணயிக்கலாம்.



படம் 12. ஸ்பின்தாரிஸ்கோப்

இந்த ஒளிப் பொரிகள்தான் முதன் முதலில் கண்டறியப்பட்ட தனித்தனி அணுக்களின் கண்ணுக்குப் புலப்படத்தக்க செயலாகும். இவை அணுக்களின் உண்மைத் தன்மையை சிறிதும் மறுக்க முடியாததற்கான சான்றுகளாகும்.[1]

பொரிகளை எண்ணுவதன் மூலம், ஒரு கிராம் ரேடியம் ஒரு செகண்டில் 3.5×10^{10} ஆல்ஃபா துகள்களை வீசுகிறது என நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது.

ஒளிப்படத் தகடுகளை கருப்பாகச் செய்வதோடு, ரேடியத்தினால் வீசப்பட்டக் கதிர்கள் பலவேதி வினைகளையும் உண்டாக்கக் கூடியவைகளாக உள்ளன. ரேடியம் அல்லது வேறு கதிரியக்கத் தனிமத்தின் உப்பைக் கொண்ட நீர் மெதுவாக ஹைட்ரஜனைகவும் ஆக்ஸிஜனைகவும் சிதைகிறது; ரேடியம் கதிர்களின் செயலினல், அம்மோனியா ஹைட்ரஜன் மற்றும் நைட்ரஜனைகவும், ஹைட்ரஜன் குளோரைடு ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரினைகவும் சிதைகின்றன;

[1] ஒரு தனிப்பட்ட மிகச் சிறிய அணு திரையின் மீது மோதும் போது உணரக் கூடிய அளவிற்கு ஒளிவிளைவை உண்டாக்குகிறது என்பதை அறிந்து கொள்வதற்கு ஆல்ஃபா துகளின் பெருமளவு இயக்க ஆற்றலைக் கருத்தில் கொண்டால் போதுமானதாகும்; இது கண்ணுக்குப் புலனாகும் ஒளி விளைவை உண்டாக்கக் கூடிய அளவிற்கு மிகவும் போதுமானதாக உள்ளது.

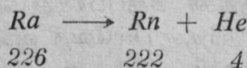
ஆக்ஸிஜன் ஓசோனாக மாற்றம் பெறுகிறது. இவ்வினைகள் எல்லாம் ஆற்றல் உட்கொள்பவை என்பது குறிப்பிடத்தக்கது.

பல பொருள்கள் ரேடியம் கதிர்களின் செயலினால் ஒளிரத் தொடங்குகின்றன; சில மின் கடத்தாப் பொருள்கள் (பாரபின்) அறியக் கூடிய அளவிற்கு மின் கடத்தும் தன்மையைப் பெறுகின்றன. கதிரியக்கக் கதிர்கள் உயிர்ப் பொருளிலுள்ள திசுக்களை அழித்தல் பாக்டீரியாவைக் கொல்லுதல் போன்ற உடற்கூறு செயல்களையும் காட்டுகின்றன.

ரேடியம் ஆல்ஃபா மற்றும் காமாக் கதிர்களை வெளிப்படுத்தி ஒரு புதிய வாயுநிலை கதிரியக்கப் பொருளாக மாறுகிறது; இப் புதிய பொருள் முதலில் **ரேடியம் எமனேஷன்** எனப்பட்டது. இவ்வாயு மிகக் குறைந்த அளவுகளில் உண்டான போதிலும் இதனை சேகரித்து இதன் பண்புகள் ஆய்ந்தறியப்பட்டுள்ளன. வேதிக் கருத்தின் அடிப்படையில் எமனேசன் வேறு எந்தப் பொருள்களுடனும் வினைபுரியாத உயர் குடும்ப வாயுவாகும் எனக் கருதப்படுகிறது. இது ஒரு வேதித் தனிமம். பின்னர் இத் தனிமம் **ரேடான்** (*Rn*) என்ற பெயரைப் பெற்றது.

ரேடானின் அணு எடை 222 என கண்டறியப்பட்டுள்ளது. ரேடியத்தின் அணு எடை 226 ஆகவும் ஹீலியத்தின் அணு எடை 4 ஆகவும் இருத்ததால், ரேடியம் அணுக்கள் சிதையும்போது ரேடான் மற்றும் ஹீலியம் அணுக்கள் உண்டாகி உள்ளன என்பதில் சந்தேகம் இல்லை.

மாறாக, ரேடியம் தொடர்ச்சியாக இரண்டு புதிய தனிமங்களாக—ரேடான் மற்றும் ஹீலியம்—மாற்றம் அடைந்துகொண்டே உள்ளன எனலாம்.



$$\underset{226}{Ra} \longrightarrow \underset{222}{Rn} + \underset{4}{He}$$

ரேடானை ஆய்ந்தறிந்தபோது அது குறுகிய வாழ்நாள் உடையது எனத் தெரிய வந்தது. இது ஆல்ஃபாக் கதிர்களை வீசி, ஹீலியம் மற்றும் **ரேடியம் A** எனப்படும் வேறொரு திண்மக் கதிரியக்கப் பொருளாகவும் சிதைகிறது. ரேடியம் **A**-யும் அடுத்தடுத்து கதிரியக்கத் தனிமங்களின் ஒரு முழு வரிசையையே உண்டாக்குகிறது. இவற்றுள் ஒன்று **பொலோனியம்**; இது ரேடியம் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட அதே சமயத்தில் கண்டுபிடிக்கப் பட்டது.

கதிரியக்கக் கண்டுபிடிப்பு, வேதித் தனிமங்களின் அணுக்கள் பிளவுற்று வேறு புதிய அணுக்களை உண்டாக்கக் கூடிய சிக்கலான அமைப்புகளைப் பெற்றுள்ளன என்ற கருத்தில் சிறிதும் சந்தேகம் இல்லை என்பதை தெளிவாக்கிற்று. ரேடியம் ரேடான் மற்றும் ஹீலியமாக மாற்றம் அடைவது மற்றும் ரேடான் மேலும் மாற்றம் அடைவது ஆகியவை மறுக்கமுடியாத அளவிற்கு நிரூபிக்கப்பட்டு விட்டன. எனவே, வேதித் தனிமங்கள் அல்லது இவற்றுள் சில தனிமங்களாவது ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்றாக மாற்றம் அடையக் கூடியதாக உள்ளன என அறிகிறோம்.[1]

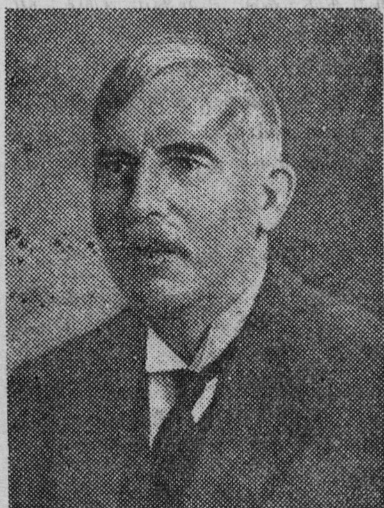
இருப்பினும் இம்மாற்றங்கள் எல்லாம் முக்கியமாக சாதாரண வேதி வினைகளிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளன. வேதி வினைகளின் திசை வேகம், வெப்பம், அழுத்தம் மற்றும் பிற சூழ்நிலைகளினால் பாதிக்கப்படும்போது, அறிவியலில் இன்றுவரை அறியப்பட்டுள்ள எவ்வித வெளிக்காரணிகளும் கதிரியக்க மாற்றங்களை உணர்ந்தறியக்கூடிய அளவிற்குக் கூட பாதிப்பதில்லை; மிகக் குறைந்த மற்றும் மிக உயர்ந்த வெப்பநிலைகள், வெற்றிடம் மற்றும் மிகு அளவு அழுத்தங்கள், இருட்டு மற்றும் ஒளி ஆகிய எல்லா சூழ்நிலைகளிலும் இம்மாற்றங்கள் ஒரே மாதிரியாகத்தான் நடைபெறுகின்றன. அவை அவற்றின் போக்கிலேயே நிகழ்கின்றன. நாம் அவற்றை ஊக்கிவிடவோ தடுக்கச் செய்யவோ இயலாது.

34. அணுவின் அணுக்கரு மாதிரி அமைப்பு

எதிர் மின் முனைக் கதிர்கள் எலெக்ட்ரான்களால் ஆனவை என முடிவாக உறுதி செய்யப்பட்டு மற்றும் எலெக்ட்ரானின் மின் சுமை மற்றும் நிறை ஆகியவை நிர்ணயிக்கப்பட்டபின்பே 1897-98-ல் அணு அமைப்புப் பற்றிய செயல் முறை ஆய்வு துவங்கப் பட்டது. பெரும்பாலும் அனைத்துப் பொருள்களிலிருந்தும் எலெக்ட்ரான்கள் வெளிவிடப்பட்டதால் அவை எல்லா அணுக்களிலும் அடங்கியுள்ளன என அறியப்பட்டது. ஆனால், அணுவை அப்படியே முழுமையாக எடுத்துக் கொண்டால் மின் நடு நிலையுடன் உள்ளது; எனவே, எல்லா எலெக்ட்ரான்களுக்கும் உரிய மொத்த எதிர் மின் சுமையை நடுநிலையாக்குவதற்குப் போதுமான நேர்மின் சுமை கொண்ட வேறொரு வகைத் துகள் அணுவில் அடங்கியிருக்க வேண்டும். அணுவின் இந்த நேர் மின் கொண்ட பகுதியை 1911–ல் ரூதர்போர்டு வாயுக்கள் மற்றும் பிற பொருள்களின் ஊடே ஆல்ஃபா துகள்களின்

[1] பல கதிரியக்கத் தனிமங்கள் செயற்கை முறைகளில் பின்னர் பெறப்பட்டன. "செயற்கை"க் கதிரியக்கம் கீழே விவரிக்கப்படும்.

இயக்கத்தைப் பற்றி ஆய்ந்து கொண்டிருந்தபோது கண்டு பிடித்தார்.



ஏர்னஸ்ட் ரூதர்போர்டு (1871–1937)

கதிரியக்கம் மற்றும் அணு அமைப்புத் துறையில் புகழ் பெற்று விளங்கிய அறிவிய லார்களில் ஏர்னஸ்ட் ரூதர் போர்டும் ஒருவராவர். இவர் 1871-ல் நெல்சனில் (நியூஜி லாந்து) பிறந்தவர். மான்டிரி யல் பல்கலைக்கழகத்தில் (கனடா) இயற்பியல் பேராசிரி யராக இருந்தார். பின்னர் 1907-ல் இருந்து மான்செஸ் டரிலும் 1919-ல் இருந்து கேம் பிரிட்ஜ் மற்றும் லண்டனிலும் பணி புரிந்தார்.

1900-ன் ஆரம்பத்திலிருந்து இவர் கதிரியக்க இயற் பாட்டை ஆய்ந்தறியத் தொடங்கினர். இவர் கதிரியக்கப் பொருள்களி லிருந்து வெளிப்படும் மூவகைக் கதிர்களைக் கண்டுபிடித்தார். கதிரியக்கச் சிதைவுக் கொள்கை ஒன்றை சோடியுடன் (Soddy) இணைந்து தெரிவித்தார்; பல கதிரியக்க வினைகளின்போது ஹீலியம் உண்டாவதை நிரூபிக்க மிகவும் சரியான சான்றை வெளியிட்டார். 1911-ல் இவர் அணுக்கருவை கண்டுபிடித்து அணுவின் மாதிரி அமைப்பைத் தெரிவித்தார்; இவ்வாறு இன்றைய அணு அமைப்புப் பற்றிய அறிவியலைத் தொடங்கி வைத்தார். 1919-ல் பல நிலையான தனிமங்களை ஆல்ஃபா துகள்கள் கொண்டு தாக்கி முதன் முதலாக அணுமாற்றத்தை உண்டாக்கினர்.

மேலே கூறப்பட்டது போல், கதிரியக்கத் தனிமங்களினல் வெளிப்படுத்தப்பட்ட ஆல்ஃபாதுகள்கள் நேர்மின் சுமை கொண்ட 20,000 கி.மீ. செ. அளவிற்குத் திசை வேகத்தைக் கொண்ட ஹீலி யம் அயனிகளாகும். இந்த மிகு அளவு திசைவேகத்தின் காரண மாக, ஆல்ஃபா துகள்கள் காற்றின் ஊடே செல்லும்போது அவற் றின் தாக்குதலுக்கு உள்ளாகும் வாயு மூலக்கூறுகளிலிருந்து எலெக்ட்ரான்களை வெளிக்கொண்டு வருகின்றன. எலெக்ட்ரான் களை இழக்கும் மூலக்கூறுகள் நேர்மின் சுமையைப் பெறுகின்றன.

வெளிப்பட்ட எலெக்ட்ரான்கள் பிற மூலக்கூறுகளால் ஈர்க்கப் பட்டு அவற்றில் எதிர்மின் சுமையை உண்டாக்குகின்றன. இவ்வாறு காற்றில் ஆல்ஃபா துகள்கள் செல்லும் பாதைகளில் எல்லாம் நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் அயனிகள் உண்டா கின்றன.

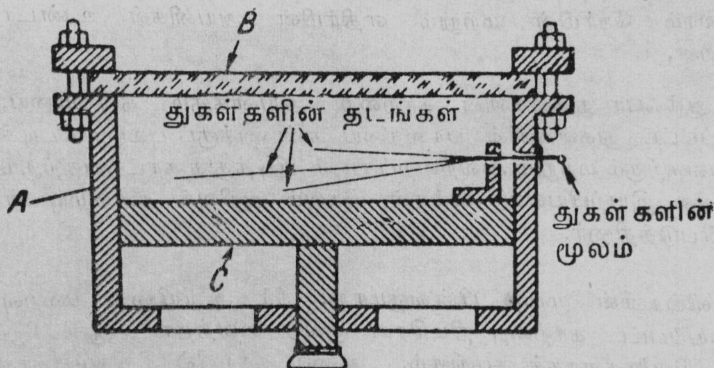
ஆல்ஃபா துகள்களின் காற்றை அயனிக்கும் தன்மையை, தனிப்பட்ட துகள்களின் பாதையை கண்ணுக்குப் புலனாகும்படிச் செய்வதற்கும் மற்றும் அவற்றைப் படம் பிடித்துக் காட்டுவதற்கும் ஆங்கில இயற்பியலார் வில்சன் மிகவும் அறிவுக் கூர்மையுடன் பயன்படுத்தினார்.

வில்சனின் முறை பின்வருமாறு: நீர் ஆவியினால் நிறைவு செய்யப்பட்ட காற்றை திடீரென குளிர வைத்தால், ஆவி சிறு பனி திவலைகளாகச் சுருங்கும். ஆனால் காற்றில் சிறிதும் தூசு ஏதும் இல்லாமல் இருப்பின் பனித் திவலை ஏதும் உண்டாவ தில்லை; பனித் திவலை உண்டாவதற்குத் தூசு துகள்கள் இருக்க வேண்டும். இவற்றைச் சுற்றி ஆவி சுருங்குகின்றது. மின் சுமை கொண்ட வாயு மூலக்கூறுகளும் தூசு துகள்களுக்குரிய விளைவையே பெற்றுள்ளன. நீர் ஆவியினால் பூரிதம் அடைந்த காற்றையுடைய ஒரு அறையின் ஊடே ஆல்ஃபா துகள்களைச் செலுத்தினால், ஆல்ஃபா துகள்கள் செல்லும் வழியில் உண்டான அயனிகள் நீர்த் திவலைகளை அவற்றைச் சுற்றி சுருங்கும்படிச் செய்கின்றன. இப்போது அறையை பக்கவாட்டிலிருந்து ஒளி யுறச் செய்தால் ஒவ்வொரு துகளினுடைய செல்லும் வழியும் பனித் திவலையின் ஒரு நேர்த்தியான தடமாகப் புலப்படுகிறது.

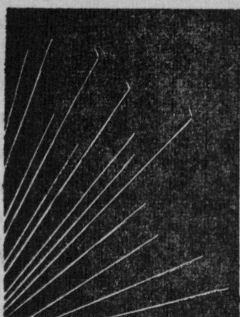
இது போன்ற சோதனைகளுக்குப் பயன்படுத்தப்படும் வில்சன் அறை (படம் 13) ஒரு கண்ணாடி உறையைக் (B) கொண்ட ஒரு உருளையாக (A) அமைக்கப்பட்டுள்ளது; சிலிண்டரின் அடிப் பாகம் ஒரு பிஸ்டனால் (C) ஆனது. பிஸ்டனை விரைவாக இறக் கினால் விரிவடைதலின் காரணமாக அறையிலுள்ள ஈரக்காற்று குளிர்ச்சி அடைந்து நீர் ஆவியினால் மிகை நிறைவு அடைகிறது.

படம் 14 ஆல்ஃபா துகள்களினால் உண்டாக்கப்பட்ட பனித் தடங்களினுடைய படங்களில் ஒன்றைக் காட்டுகிறது. இந்த ஒளிப்படத்தை நோக்கினால் ஆல்ஃபா துகள்களின் பாதைகள் நேர் கோடுகளாக உள்ளன என்பது தெரிகிறது. அதே சமயத் தில் ஒவ்வொரு துகளும் அதன் பாதையில் பல நூறு ஆயிரங்கள் அளவுடைய அணுக்களுடன் மோதியாக வேண்டும் எனக் கொள்கை கூறுகிறது. காற்றில் இதன் பாதையின் நீளம் 11 செ.

மீ. ஆக இருக்கலாம். இருப்பினும் இதன் பாதை நேர் கோடாக உள்ளது. ஆல்ஃபா துகள்கள் அணுக்களின் ஊடே நேராகப் பாய்ந்து செல்கின்றன எனக் கொண்டால் இது விளங்கும்.



படம் 13 வில்சன் அறையின் படம்



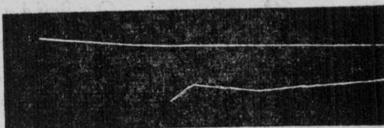
படம் 14

ஆல்ஃபா துகள்களினுல் உண்டாக்கப்பட்ட பனித் தடங்களின் ஒளிப்படம்

இந்த இயற்பாட்டை மேலும் நன்ருக நுணுகி ஆராய்ந்தபோது, இணையாகச் செல்லும் கதிர்களின் ஒரு கற்றையை ஒரு வாயுவின் அடுக்கின் ஊடே அல்லது மெல்லிய உலோகத் தகட்டின் ஊடே செலுத்தினுல், கதிர்கள் சிறிது விலக்கம் அடைகின்றன என்பது தெரிய வந்தது; இதனே, ஆல்ஃபா துகள்கள் அவற்றிற்குரிய பாதையிலிருந்து விலக்கம் அடைகின்றன என்கிருேம். விலக்கக் கோணங்களின் அளவு பொதுவாக அதிகமாக இருப்பதில்லே என்பது உண்மையே; ஆனுல் எப்போதும் குறைந்த எண்ணிக்கையில் (சுமார் 8,000 ல் ஒன்று) துகள்கள் மிகத் தீவிரமாக விலக்கம் அடைகின்றன; சில துகள்கள் ஏதோ தின்மப் பொருளுடன் மோதியது போல அவற்றின் வழியில் ஊடுருவிச் செல்ல முடியாமல் வந்த வழியிலேயே திருப்பி அடிக்கப்படுகின்றன. ஆல்ஃபா துகள்களின் இந்த கூர்மையான விலக்கங்களே சில ஒளிப்படங்களில் தெளிவாகக் காணமுடிகிறது (படம் 15).

ஆல்ஃபா துகள்களின் திசையில் திடீரென மாற்றம் உண்டாவதற்குக் காரணம் எதுவாக இருக்க முடியும்? விலக்கம் அடைவது பொதுவாக ஆல்ஃபா துகள்கள் அணுக்களினுடைய மின் சுமை

பகுதிகளுடன் மின் இடையீடு கொள்வதால் நிகழ்கிறது எனக் கொள்ளலாம். இந்த மின்சுமை பகுதிகள் பெரும்பாலும் எலெக்ட்ரான்களாக இருக்க முடியாது. எலெக்ட்ரானின் நிறை ஏறக்குறைய 7,500 மடங்கு ஆல்ஃபா துகளின் நிறையை விடக் குறைவாகும். எனவேஒருஆல்ஃபா துகள் ஒரு எலெக்ட்ரானுக்கு வெகு அருகில் சென்றாலும் கூட, அது



படம் 15 இரண்டு ஆல்ஃபா துகள் களினுல் உண்டாக்கப்பட்ட பனி தடங்களின் ஒளிப்படம்.

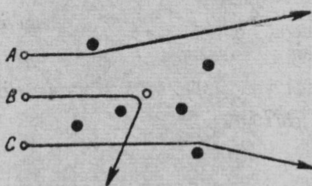
எலெக்ட்ரானை விலக்கம் பெறச் செய்யும்; ஆனல் இது ஆல்ஃபா துகளின் திசையைத் திருப்புவது பெரும்பாலும் அரிதே. எனவே ஆல்ஃபா துகள்களும் அணுக்களின் நேர் மின் சுமையுடைய பகுதிகளும் இடையீடு கொண்டதால்தான் ஆல்ஃபா துகள்கள் விலக்கம் அடைகின்றன எனக் கருதிக் கொள்ள வேண்டியுள்ளது. நேர்மின் சுமையுடைய பகுதியின் நிறை ஏறக்குறைய ஆல்ஃபாதுகள்களின் நிறையின் மதிப்பு அளவே உள்ளது. மேலும் இந்நிறை அளவு மிக மிகக் குறைந்த கன அளவையே வியாபிக்கிறது எனக் கொள்ள வேண்டும்; இல்லையெனின் இதன் மின் சுமை ஒரு வலிவுடைய மின்புலத்தை உண்டாக்க முடியாது; மற்றும் பெரிய விலக்கங்கள் உண்டாவதற்கு வழியில்லை.

இந்தக் கருத்துக்களின் அடிப்படையில் அணுவிற்கான அமைப்பைப் பின்வருமாறு ரூதர்போர்டு வழங்கினர். அணு மையத்தில் நேர்மின் சுமைகொண்ட ஒரு அணுக்கரு உள்ளது. இதனைச் சுற்றி எலெக்ட்ரான்கள் வெவ்வேறு கோளப் பாதையில் சுற்றுகின்றன. இவற்றின் சுழற்சியின் காரணமாக உண்டாகும் மைய விலக்கு விசை அணுக்கருவிற்கும் எலெக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான கவர்ச்சி விசையினல் நடுநிலையாக்கப்படுகிறது; எலெக்ட்ரான்களை ஒரு குறிப்பிட்ட தூர அளவில் இருக்கும்படி செய்கிறது. எலெக்ட்ரானின் நிறை மிக மிகக் குறைவாக இருப்பதால், பெரும்பாலும் அணுவினுடைய முழு நிறையும் அதன் அணுக்கருவில் செறிந்துள்ளது. அணு மற்றும் அதன் தனித்தனி பருமனை ஏறக்குறைய பின்வரும் மதிப்புகளால் வெளிப்படுத்தலாம்: அணுவின் விட்டம் 10^{-8} செ.மீ.; எலெக்ட்ரானின் விட்டம் 10^{-13} செ.மீ.; மற்றும் அணுக்கருவின் விட்டம் 10^{-14}–லிருந்து 10^{-12} செ.மீ.; வரையான மதிப்பு அளவுகளில் காணப்படுகின்றன. எனவே, அணுக்கரு, எலெக்ட்ரான்கள் மற்றும் அவற்றின் எண்ணிக்கை, கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது போல, அணு

அமைப்பில் புறக்கணிக்கத்தக்க புறவெளியையே வியாபிக்கக் கூடிய அளவிற்கு மிகவும் சிறியவைகளாக உள்ளன.[1]

ருதர்போர்டினுல் தெரிவிக்கப்பட்ட அணு அமைப்பு மாடல் மேற்குறிப்பிட்ட ஆல்ஃபா துகள்களின் விலக்கங்களை எளிதில் விளக்குகிறது. உண்மையில் எலெக்ட்ரான் கோளங்களினுல் சூழ அமைந்துள்ள அணுவோடு ஒப்பிடும்போது, அணுக்கரு மற்றும் எலெக்ட்ரான்கள் மிகச் சிறியவைகளாகும்; எனவேதான் பெரும் பாலான ஆல்ஃபா துகள்கள் அறியக்கூடிய அளவிற்கு விலக்கம் கொள்ளாமல் அணுக்களின் ஊடே பாய்ந்து செல்கின்றன. ஆல்ஃபா துகள் அணுக்கருவிற்கு மிக அருகில் நெருங்கும்போது மட்டும்தான் மின் வெறுப்பு விசை அதனை அதன் பாதையிலிருந்து விலக்கம் பெறச் செய்கிறது.

படம் 16 ஆல்ஃபா துகள்கள் அணுவின் ஊடே செல்லும் பாதைகளைக் காட்டுகிறது. கருப்புப் புள்ளிகள் எலெக்ட்ரான் களையும் படத்தின் மையத்திலுள்ள வெண்மை நிறப்புள்ளி அணுக் கருவையும் குறிக்கின்றன. துகள் கள் *A* மற்றும் *C* எலெக்ட்ரான் களுடன் மோதும்போது சிறிதளவே விலக்கம் பெறுகின்றன; துகள் *B* மின்சுமையுடைய அணுக்கருவுடன் மாதியதும் நன்ருக விலக்கம் அடைகிறது.



படம் 16
துகள்களின் பாதைகள்
அணுவின் ஊடே ஆல்ஃபா

இவ்வாறு, ஆல்ஃபா துகள்களின் விலக்கம் பற்றிய ஆய்வு, அணுவைப் பற்றிய அணுக்கரு கொள்கைக்கு வித்திட்டது.

35. அணுக்கரு மின்சுமைகள் மோஸ்லியின் விதி

அணு அமைப்புக் கொள்கையின் வளர்ச்சியின் தொடக்கத் தில் எழுந்த பல சிக்கல்களில் வெவ்வேறு அணுக்களின் அணுக் கரு மின் சுமைகளை நிர்ணயிப்பதும் ஒன்ருக இருந்தது. அணு முழுமையாக மின் நடுநிலைத் தன்மையுடன் இருப்பதால், அணுக் கருவின் மின் சுமையை நிர்ணயிப்பது அதனைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை கண்டறிவதற்கு வழிவகுக்

[1] அணுவின் விட்டம் என்பது முழு அணு அமைப்பையும் அடக்கியுள்ள கோளத்தின் விட்டம் ஆகும்.

கும். இதற்கு மிகவும் உறுதுணையாக இருந்தது X-கதிர் நிற நிரலின் ஆய்வுகளாகும்.

முதலில் சாதாரண ஒளி நிற நிரல் என்பது என்ன என்று கவனிப்போம்.

ஒரு வெண் சூடான திண்மப் பொருள் வெளிப்படுத்திய வெண்மைநிற ஒளிக்கற்றையை ஒரு கண்ணடிப் பட்டகத்தின் ஊடே செலுத்தினல் **தொடர் நிறநிரல்** (Continuous spectrum) எனப்படும் ஒரு நிறநிரல் பட்டகத்தின் வேறு பக்கத்தில் வைக்கப் பட்டிருக்கும் திரையின்மீது தோன்றும்; இது வானவில்லில் காணப்படும் சிவப்பிலிருந்து ஊதா வரையான எல்லா நிறங்களை யும் தொடர்ச்சியாகக் கொண்ட ஒரு நிறப் பட்டையாகக் காட்சி யளிக்கும். வெண்மை நிற ஒளியில் அடங்கியுள்ள பல்வேறு அலை நீளங்களையுடைய கதிர்கள் பட்டகத்தின் ஊடே செல்லும்போது வெவ்வேருக விலக்கம் அடைந்து திரையின்மீது வெவ்வேறு பாகங்களில் விழுவதால்தான் இந்த இயற்பாடு தோன்றுகிறது.

நிறநிரலை உண்டாக்குவதற்குப் பட்டகத்தைப் பயன்படுத்து வதற்குப் பதிலாக ஒரு விளிம்பு வளைவு கீற்றணியைப் பயன்படுத் தலாம். இந்த கீற்றணி, வைரத்தினல் உண்டாக்கப்பட்ட பல நுண்ணிய இணை கோடுகளைப் புறப்பரப்பின்மீது மிக நெருக்க மாகக் கொண்ட (ஒரு மில்லிமீட்டரில் 1,500 கோடுகள் அளவிற்கு) ஒரு கண்ணடித் தகடாகும். இந்த ஒளி புகாத வரிகள் ஒரு கீற் றணியின் "தண்டுகளுக்குரிய" (rods) செயலைப் புரிகின்றன. இது போன்ற கீற்றணியின் ஊடே செல்லும்போது ஒளி சிதை வடைந்து பட்டகத்தின் மூலம் பெறப்பட்டதை ஒத்த ஒரு நிறநிரலை உண்டாக்குகிறது; ஆனல், இதன் நிறங்கள் எதிரான வரிசையில் காணப்படுகின்றன.

நன்கு சூடு செய்யப்பட்ட திண்மங்கள் அல்லது நீர்மங்கள் எப்போதும் தொடர் நிற நிரலைத் தருகின்றன. ஒரு சூடு செய் யப்பட்ட வாயு அல்லது ஆவியினல் வெளியிடப்பட்ட ஒளியின் சிதைவின்போது கண்டறியப்படுவது முழுவதுமாக வேறுபட் டுள்ளது. பின்னதின் ஒளி சில குறிப்பிட்ட கதிர்களை மட்டுமே பெற்றுள்ளது. எனவே, திரையின்மீது தொடர்ச்சி யான நிறமுடைய பட்டை காணப்படுவதற்குப் பதிலாக, இருட்டான இடைவெளிகளால் பிரிக்கப்பட்ட தனித்தனி நிறமுடைய வரிகள் தோன்றுகின்றன. இந்த வரிகளின் எண்ணிக்கை, நிறம் மற்றும் அமைப்பு முறை ஆகியவை

சூடு செய்யப்பட்ட வாயு அல்லது ஆவியின் தன்மையைச் சார்ந்து காணப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, பொட்டாசியம் ஆவிகள் இரண்டு சிவப்பு மற்றும் ஒரு ஊதா ஆக மூன்று வரிகளைக் கொண்ட ஒரு நிற நிரலை உண்டாக்குகின்றன; கால்சியம் ஆவிகள் பல சிவப்பு, மஞ்சள் மற்றும் பச்சை வரிகளைக் கொண்டுள்ளன. இது போன்ற நிற நிரல் **தொடர்ந்திலா** அல்லது **வரி (discontinuous or line) நிற நிரல்** எனப்படுகிறது.

ஒளி நிற நிரல்கள், நிற நிரல் வரையில் மற்றும் நிற நிரல் மானிகள் போன்ற சிறப்பான கருவிகள் மூலம் ஆய்ந்தறியப்படுகின்றன; இவை நிற நிரல் வரிகளின் எண்ணிக்கை மற்றும் அமைப்பு ஆகியவற்றைத் தெரிவிக்கின்றன; இதனுல் உரிய கதிர்களின் அலை நீளங்களை நிர்ணயிக்க முடிகிறது.

இனி, X-கதிர் நிற நிரலைப் பற்றியும் அதன் ஆய்வுகளினுல் கிடைத்த முடிவுகளைப் பற்றியும் கவனிப்போம்.

வேகமாகச் செல்லும் எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு திண்மப் பொருளுடன் மோதும்போது X-கதிர்கள் தோன்றுகின்றன. இவை இவற்றின் குறுகிய அலை நீளத்தினுல் மட்டும்தான் கண்ணுக்குப் புலனுகும் ஒளிக்கதிர்களிலிருந்து வேறுபட்டிருக்கின்றன. மிகக் குறுகிய கண்ணுக்குப் புலனுகும் ஒளி அலைகளின் நீளம் சுமார் 4000 ஆங்ஸ்ட்ராம்கள் (ஊதாக் கதிர்கள்) ஆகும்; ஆனுல் X-கதிர்களின் அலை நீளங்கள் 20-லிருந்து 0.1 ஆங்ஸ்ட்ராம் அலகுடையவைகளாக உள்ளன.

ஒரு சாதாரணப் பட்டகம் அல்லது மேற்குறிப்பிடப்பட்ட விளிம்பு வளைவை உண்டாக்கும் கீற்றணியைக் கொண்டு X-கதிர் நிறநிரலை உண்டாக்கமுடியாது. அறிமுறையின் அடிப்படையில் X-கதிர்களுக்கு உடையதுபோன்ற குறுகிய அலை நீளங்களைக் கொண்ட கதிர்களுக்கு ஒரு மி. மீட்டரில் 1 மில்லியன் கீற்றுகளை உண்டாக்க வேண்டும். செயற்கை முறையில் இதுபோன்ற கீற்றணியை உண்டாக்க முடியாமல் இருந்ததால், நீண்ட நாட்களுக்கு X-கதிர் நிற நிரலை உண்டாக்க முடியவில்லை.

1912-ல் லா (Laue) என்ற ஜெர்மன் இயற்பியலார் படிகங்களை X-கதிர்களுக்கான கீற்றணிகளாகப் பயன்படுத்தலாம் என்ற கருத்தை வெளியிட்டார். படிகங்களில் அணுக்களின் சீரான அமைப்பும் மற்றும் அவற்றிற்கு இடையேயான மிகக் குறைந்த இடைவெளிகளும் படிகங்களை நமக்குத் தேவைப்படும் விளிம்பு வளைவு கீற்றணிகளாகச் செயல்படச் செய்வதற்கு மிகவும் உகந்த

வைகளாக உள்ளன. லாவின் அனுமானம் பின்னர் சோதனை களின் வாயிலாக உறுதி செய்யப்பட்டது. விரைவிலேயே பெரும் பாலும் எல்லாத் தனிமங்களினுடைய X-கதிர் நிற நிரலைப் பெறு வதற்கான கருவிகள் அமைக்கப்பட்டன.

X-கதிர் நிற நிரலை உண்டாக்குவதற்கு, X-கதிர் குழாயின் எதிர்-எதிர்மின் முனை எந்த உலோகத்தின் நிறநிரல் ஆய்ந்தறி யப்பட வேண்டுமோ அந்த உலோகத்தினுல் செய்யப்படுகிறது; உலோகத்தின் ஏதேனும் ஒரு சேர்மத்தை பிளாட்டினம் எதிர்-எதிர்மின் முனைமீது பூசியும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. ஒரு ஒளிப் படத் தகடு அல்லது பதிவுத்திற நுட்பம் கொண்ட ஒருதாள் நிற நிரலுக்கான திரையாக எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. உரு துலக்கியதும் நிற நிரலின் எல்லா வரிகளும் தெளிவாகப் புலப்படு கின்றன.

X-கதிர் நிற நிரல்கள் ஆவிகள் மற்றும் வாயுக்களினுடைய வரி நிற நிரலைவிட மிகவும் எளிமையானவைகளாக உள்ளன. ஒவ்வொரு தனிமத்தினுடைய நிற நிரலும் சில வரிகள் அல்லது வரிகளின் தொகுதிகளைப் பெற்றுள்ளது. இவற்றை K-, L- அல் லது M-வரிசைகள் எனக் குறிப்பிடுகிருேம்; இவற்றின் அமைப்பு முறை வெவ்வேறு தனிமங்களுக்கு மிகவும் சரியாக ஒரே மாதிரி யாக உள்ளது. கதிர்களை வெளிவிடும் பொருள் நிறநிரல் வரி களின் அலை நீளங்களைப்பற்றி மட்டும்தான் தெரிவிக்கிறது.

1913-ல் X-கதிர் நிறநிரல் ஆய்வின்போது, **தனிமங்களின் அணு எண்கள் அதிகரிக்கும்போது** (தனிமவரிசை அட்டவணையில் தனிமங்களின் இடத்தைத் தெரிவிப்பவை அணு எண்களாகும்) **ஒவ்வொரு வரிசையினுடைய வரிகளும் அலை நீளங்கள் குறைந்து கொண்டு செல்லும் திசையில் சீராகப் பெயர்வு அடைகின்றன** என்பதை ஆங்கில அறிவியலார் மோஸ்லி கண்டறிந்தார்.

படம் 17 ஆர்சிளிக்கிலிருந்து ஸ்ட்ரான்ஸியம் வரையுள்ள தனிமங்களுக்குரிய K-வரிசையின் இரண்டு பிரகாசமான வரிகள் (α மற்றும் β) பெயர்வு அடைவதைக் காட்டுகிறது. முதல் மூன்று தனிமங்களின் இடப் பெயர்ச்சி ஏறக்குறைய சமமாக இருப்பதைக் காணலாம். புரோமினிலிருந்து (எண் 35) ருபீடியம் (எண் 37) செல்லும்போது; பெயர்வு இருமடங்கு அதிகமாக உள்ளது; இது இடையில் ஒரு தனிமம் விடப்பட்டிருப்பதைத் தெரிவிக்கிறது.

தனிமங்களின் அணு எண்களுக்கும் அவற்றின் X-கதிர்களின் அலை நீளங்களுக்கும் இடையேயான தொடர்பு **மோஸ்லி விதி** எனப்படுகிறது. இதனைப் பின்வருமாறு தெரிவிக்கலாம்:

தலைகீழ் அலைநீளங்களின் வர்க்க மூலங்கள் தனிமங்களின் அணு எண்களுடன் நேர்விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றிருக்கின்றன.

இதன் பொருள், தனிமங்களின் அணு எண்களை கிடை ஆயத்திலும் தலைகீழ் அலைநீளங்களின் வர்க்க மூலங்களை நிலை ஆயத்திலும் எடுத்துக்கொண்டு ஒரு வரைப்படம் வரைந்தால், இவற்றிற்கு இடையேயுள்ள தொடர்பு ஒரு நேர்க்கோட்டு மூலம் தெரிவிக்கப்படும் என்பதாகும்.

β α
As 33
Se 34
Br 35
Rb 37
Sr 38

படம் 17
அணு எண்களின்படி அமைக்கப்பட்ட தனிமங்களின் X-கதிர் நிற நிரலில் K-வரிசை வரிகளின் பெயர்ச்சி

மோஸ்லியின் கண்டுபிடிப்பு அணுக்களின் அமைப்பை விளக்குவதில் முக்கிய பங்கை ஏற்றது. தனிமங்களின் X-கதிர் நிற நிரல்களுக்கும் அவற்றின் அணு எண்களுக்கும் இடையேயுள்ள நெருங்கிய தொடர்பு, தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமங்களின் இடத்தை மட்டும் குறித்துக் காட்டுவதோடு அணுக்களின் சில இயற்பு பண்புகளையும் வெளிப்படுத்துகிறது.

மோஸ்லியின் சோதனைக்கு முன்பே, அறிமுறை அளவில் ஒரு தனிமத்தின் அணு எண் அதன் அணுவிலுள்ள அணுக்கருவின் மீதான நேர்மின் சுமைகளின் எண்ணிக்கையைக் காட்டுகிறது என அறியப்பட்டிருந்தது. மெல்லிய உலோகத் தகடுகளின் ஊடே சென்ற ஆல்ஃபா துகள்களின் விலக்கம்பற்றி ஆயும்போது, எலெக்ட்ரான் மீதான மின் சுமையை ஒரு அலகு எனக் கொண்டால், அதே அலகில் தெரிவிக்கப்பட்ட அவற்றின் அணுக்கருவின் மீதான மின் சுமை தனிமத்தின் அணு எடையில் ஏறக்குறைய ஒரு பாதியாக உள்ளது என்பதை ரூதர்போர்டு கண்டறிந்தார். அணு எண்கள், குறைந்த இலேசான தனிமங்களின், அணு எண்களும் ஏறக்குறைய அவற்றின் அணு எடையில் பாதியாக உள்ளன. இவ்வனைத்துக் கருத்துக்களும், ஒரு தனிமத்தின் அணுக்கரு மீதான மின்சுமை எண்ணளவில் அதன் அணு எண்ணிற்குச் சமமாகும் என்ற முடிவை மேற்கொள்ளச் செய்தது.

இம் முடிவு, முடிவாக 1920-ல் ஆங்கில இயற்பியலார் சாட்விக் என்பவரால், காப்பர், சில்வர், மற்றும் பிளாட்டினம்

அணுக்களின் அணுக்கருக்களின் மீதான மின் சுமைகள் நேரடியாக அளந்தறியப்பட்டு உறுதிச் செய்யப்பட்டது.

	காப்பர்	சில்வர்	பிளாட்டினம்
அணுக்கரு மின்சுமை	29.3	46.3	77.4
அணு எண்	29	47	78

தவிர்க்க முடியாத சோதனைத் தவறுகளை கணக்கில் எடுத்துக் கொண்டால், பெறப்பட்ட மதிப்புகள் தனிமங்களின் அணு எண்களுடன் ஒத்திருப்பதை மிகவும் சிறந்தது எனக் கருதலாம்.

இவ்வாறு, மோஸ்லி விதி அணுக்கருவின் மின் சுமைகளை நிர்ணயிப்பதற்கான வழியை வகுத்தது. அணுக்களின் மின் நடுநிலைத் தன்மையின் காரணமாக, இது ஒவ்வொரு தனிமத்தினுடைய அணுவிலுள்ள அணுக்கருவைச் சுற்றி வரும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையையும் அதே சமயத்தில் நிர்ணயிக்க உதவிற்று.

36. தனிமங்களின் வரி நிற நிரல். போரின் கொள்கை

ருதர்போர்டின் அணுக்கரு மாதிரி அமைப்பு மேலும் நீல்ஸ் போரால் விரிவாக்கப்பட்டது. இவர் அணுக் கொள்கையின் அமைப்பை நிற நிரலின் தோற்றக் கொள்கையுடன் தொடர்பு படுத்திக் காட்டினார்.[1]

முந்தையப் பிரிவில் குறிப்பிட்டதுபோன்று, சூடான ஆவிகள் அல்லது வாயுக்களினால் வெளிப்படுத்தப்பட்ட ஒளியைப் பிரித்து வரி நிற நிரல்கள் பெறப்படுகின்றன. ஒவ்வொரு வேதித் தனிமமும் அதற்குரிய நிற நிரலைப் பெற்றுள்ளது. பெரும்பாலான தனிமங்கள் அதிக எண்ணிக்கையில் வரிகளைக் கொண்ட மிகவும் சிக்கலான நிற நிரல்களை (எடுத்துக்காட்டாக, அயர்னின் நிற நிரல் சுமார் 5000 வரிகளைக் கொண்டுள்ளது) உண்டாக்குகின்றன; ஆனால், மிகவும் எளிய நிற நிரல்களும் அறியப்பட்டுள்ளன.

ருதர்போர்டின் அணுக்கரு கொள்கையை விரிவாக்கி, வரி நிற நிரல்களின் சிக்கலான அமைப்புக்குக் காரணம் அணுக்களினூடே எலெக்ட்ரான்கள் அதிர்வு அடைவதேயாகும் என்ற

[1] நீல்ஸ் போர் (1885-1962) டேனிஷ் இயற்பியலார். அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்களின் அமைப்புப் பற்றிய அடிப்படைக் கொள்கையை நிறுவினர். இது தற்போதைய அணு அமைப்பு வளர்ச்சிக்கு மிகச் சிறந்த ஆதாரமாக அமைந்தது.

முடிவை அறிவியலார் மேற்கொண்டனர். ரூதர்போர்டின் கொள்கையின்படி, ஒவ்வொரு எலெக்ட்ரானும் அணுக்கருவைச் சுற்றிச் சுற்றி வருகின்றது; பின்னதின் கவர்ச்சிவிசை எலெக்ட்ரான் சுற்றுவதால் உண்டாகும் மைய விலக்கு விசையினால் நடுநிலையாக்கப்படுகிறது. எலெக்ட்ரானின் சுழற்சி விரைவான அதிர்வுகளுடன் ஒத்திருப்பதால், அது மின்காந்த அலைகளை உண்டாக்குகிறது. இது, சுழலும் ஒரு எலெக்ட்ரான், அதன் கோளப்பாதையில் அதன் சுழற்சியின் அதிர்வைச் சார்ந்த ஒரு குறிப்பிட்ட அலை நீளம் கொண்ட ஒளியை வெளிப்படுத்த வேண்டும் என்பதைத் தெரிவிக்கிறது. ஆனால் இது ஒளியை வெளிப்படுத்துவதாக இருப்பின், இதற்கும் அணுக்கருவிற்கும் இடையேயானசமநிலையை பாதிக்கும் வகையில் இது இதன் ஆற்றலில் பகுதியளவை வெளிப்படுத்தியாக வேண்டும்; சமநிலையை மீண்டும் பெற எலெக்ட்ரான் படிப்படியாக அணுக்கருவை நெருங்கும். இதற்கேற்ப எலெக்ட்ரான், அதன் சுழற்சி அதிர்வையும், வெளிப்படுத்தும் ஒளியின் தன்மையையும் மாற்றிக் கொள்ளும். முடிவாக, எல்லா ஆற்றலும் வெளியானதும், எலெக்ட்ரான் அணுக்கரு மீது விழக்கூடும் வெளிப்படும் ஒளி நின்றுவிடும்.

இதுபோன்ற தொடர்ச்சியான மாற்றம் எலெக்ட்ரானின் இயக்கத்தில் உண்மையில் ஏற்படுமாயின், நிற நிரல் எப்போதும் தொடர்ச்சியாக இருக்கும்; மேலும் ஒரு குறிப்பிட்ட அலை நீளத்தை உடைய கதிர்களைப் பெற்றிருக்காது. மேலும் எலெக்ட்ரான் அணுக்கருவின் மீது விழுவது என்பது அணு நிலவியிருப்பதன் முடிவையும் அதன் அழிவையும் குறிப்பதாகும். எனவே, ரூதர் போர்டு கொள்கையால், நிற நிரலில் வரிகளின் அமைப்பு முறையைப் பற்றிய விதிகளை விளக்க முடியாமல்போனதோடு வரி நிற நிரல் உண்டாகிறது என்பதையே விளக்க முடியவில்லை.

1913–ல் போர் அணு அமைப்புப் பற்றிய ஒரு புதிய கொள்கையை வெளியிட்டார். இக் கொள்கை ஜெர்மன் இயற்பியலார் பிளான்க் என்பவரால் தெரிவிக்கப்பட்ட **குவான்டம் கொள்கையை** அணுவின் அணுக்கரு மாதிரிக்குப் பயன்படுத்தி அதனை நிற நிரல் இயற்பாடுடன் மிகவும் சிறந்த முறையில் பொருந்தச் செய்தார். வீசுகிற ஆற்றல், முன்பு கருதப்பட்டது போல் தொடர்ச்சியாக வெளிப்படுத்தப்படுவதோ அல்லது உறிஞ்சப்படுவதோ அல்ல; ஆனால் தனித் தனி மிக நுண்ணிய ஆனால் ஒரு குறிப்பு ஆற்றல் குவியல்களாக (quanta) வெளிப்படவோ அல்லது உட்கொள்ளப்படவோ செய்கிறது. இதுவே குவான்டம் கொள்கையின் முக்கியக் கருத்தாகும். ஒளி வீசுகிற ஒரு பொருள் வழங்கும் ஆற்றல் குவான்டம் குவான்டமாகத்தான்

மாற்றம் பெறுகிறது; குவான்டத்தின் பின்ன அளவில் ஆற்றலை வெளிப்படுத்தவோ அல்லது உட்கொள்ளவோ முடியாது.

குவான்டம் ஆற்றலின் மதிப்பு வீசப்பட்ட ஆற்றலின் அதிர்வை சார்ந்துள்ளது: அதிர்வு அதிகமாக இருப்பின் அதன் குவான்டமும் அதிகமாக இருக்கும்.[1]

ஆற்றல் குவான்டத்தை E எனக் குறிப்பிடுவோமானல், பின் வருமாறு எழுதலாம்:

$$E = h\nu$$

இங்கு h என்பது பிளான்க் மாறிலி (Planck constant). இதன் மதிப்பு 6.625×10^{-27} எர்க் × செக. வீசும் ஆற்றலின் குவியல்களை **ஃபோட்டன்கள் (Photons)** என்றும் கூறுவதுண்டு. எலெக்ட்ரான்கள் அணுக் கருவைச் சுற்றி வருவதற்கு குவான்டம் கொள்கையைப் பயன்படுத்தி, மூன்று கோட்பாடுகளின் அடிப்படையில் போர் அவரது கொள்கையைக் கண்டறிந்தார். இக்கோட்பாடுகள் மின் இயக்க விதிகளுடன் முரண்பாடு கொண்டிருப்பினும் அறிமுறையில் பெறப்பட்ட முடிவுகள் பல சோதனைகளில் பெறப்பட்ட முடிவுகளுடன் முழுமையாக ஒத்திருந்ததால் இக் கோட்பாடுகள் சரியானவை என கருத முடிந்தது.

போரின் கோட்பாடுகள் பின்வருமாறு:

அணுக் கருவைச் சுற்றி எலெக்ட்ரான்கள் ஏதேனும் ஒரு தற்செயலான (குறிப்பிட்டபடி இல்லாத) கோளப்பாதையில் சுற்ற முடியாது; ஆனல் குவான்டம் கொள்கைக்கு ஏற்றவாறு, அணுக் கருவைச் சுற்றி எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட ஆற்றலுடன் இடம் பெயரா கோளப் பாதையில் சுற்றுகின்றன. இக் கோளப் பாதைகள் **நிலையான** அல்லது **குவான்டம்** கோளப் பாதைகள் எனப்படும்.

எலெக்ட்ரான் நிலையான கோளப்பாதையில் சுற்றி வரும்போது ஆற்றலை வெளிப்படுத்துவது இல்லை.

அடிப்படை இயக்கவியல் விதிகளைப் பயன்படுத்தி, ஒரு அணுக்கரு மற்றும் ஒரு எலெக்ட்ரானைக் கொண்ட ஒரு அணுவில், அணுக்கருவிலிருந்து எலெக்ட்ரான் எந்த அளவிற்கு தூரமாக

[1] வீசப்படும் ஆற்றலின் அதிர்வு அதன் அலைவு நீளத்துடன் எதிர் விகிதச் சமமாய் இருக்கும் மதிப்பாகும். $\lambda : \nu = \frac{c}{\lambda}$, c — ஒளியின் வேகம்

உள்ளதோ அந்த அளவிற்கு அணுவின் அக ஆற்றலும் அதிகமாக இருக்கும் எனக் காட்டலாம். அணுவின் இயல்பான நிலையில், ஒவ்வொரு எலெக்ட்ரானும் அணுக்கருவிற்கு மிக அருகாமையில் உள்ள கோளப்பாதையில் இருக்கும்; மேலும் அணு குறைந்த அளவு ஆற்றலைக் கொண்டிருக்கும். வெளியிலிருந்து, அணு, ஆற்றலைப் பெறுமானால், எலெக்ட்ரான் அணுக்கருவிலிருந்து தூரமாக உள்ள ஏதேனும் ஒரு கோளப்பாதைக்குச் செல்லும்; மற்றும் எந்த அளவிற்கு எலெக்ட்ரான் தூரமாகச் செல்லுகிறதோ அந்த அளவிற்கு அதன் ஆற்றல் அதிகமாக இருக்கும். மாறாக, இது போன்ற எலெக்ட்ரான், உயர் **ஆற்றல் மட்டத்தில்** உள்ளது எனக் கூறலாம். வெளிச் சக்தி போதுமானதாக இருப்பின், அணுவிலிருந்து எலெக்ட்ரான் நீக்கப்பட்டு அணுவை அயனியாக மாற்றும். **அதிக தூரத்திலுள்ள ஒரு கோளப் பாதையிலிருந்து அருகிலுள்ள வேறொரு பாதைக்கு எலெக்ட்ரான் செல்லுமானால், அப்போது ஆற்றல் வெளிப்படுகிறது. இதுபோன்ற ஒவ்வொரு மாற்றத்தின் போதும் அணுவால் இழக்கப்பட்ட ஆற்றல் ஒரு குவான்டம் கதிர்வீச்சு ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. இவ்வாறு வீசப்பட்ட ஒளியின் அதிர்வு எலெக்ட்ரான் மாற்றம் பெறும் இரண்டு கோளப் பாதைகளின் ஆரங்களைச் சார்ந்து உள்ளது.** அணு வழங்கும் ஆற்றலை அதிக தூரத்தில் எலெக்ட்ரானை பெற்றுள்ள கோளப்பாதைக்கு I_2 எனவும் குறைந்த தூரத்தில் எலெக்ட்ரானை பெற்றுள்ள கோளப்பாதைக்கு I_1 எனவும் கொண்டு, ஆற்றல் இழப்பை I_2-I_1 பிளான்க் மாறிலியால் வகுத்தால், வீசப்பட்ட ஒளியின் அதிர்வு எண் கிடைக்கிறது.

$$V = \frac{I_2 - I_1}{h}$$

ஒரு கோளப் பாதையிலிருந்து மற்றொரு கோளப் பாதைக்கு எலெக்ட்ரான் போகும்போது இரண்டிற்கும் இடையே உள்ள தூரம் எந்த அளவிற்கு அதிகமாக உள்ளதோ அந்த அளவிற்கு கதிர்வீச்சின் அதிர்வு எண்ணும் அதிகமாக இருக்கும்.

எளிய அணு, அணுக்கருவைச் சுற்றி ஒரு எலெக்ட்ரானைக் கொண்டுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுவாகும். மேற்குறிப்பிட்ட கோட்பாடுகளின் அடிப்படையில் இந்த எலெக்ட்ரானுக்கு இருக்கக்கூடிய கோளப்பாதைகளின் ஆரங்களைக் கணக்கிட்டு அவை ஒன்றோடொன்று பின்வருமாறு இருக்கக் கண்டார்.

$1^2 : 2^2 : 3^2 \ldots\ldots\ldots\ldots n^2$

பின்னர் n-ன் மதிப்பு முதன்மை குவான்டம் என அழைக்கப்பட்டது.

ஹைட்ரஜன் அணுவில் அணுக்கருவிற்கு மிக அருகில் உள்ள கோளப்பாதையின் ஆரம் 0·53A° எலெக்ட்ரான் ஒரு பாதையிலிருந்து இன்னொரு பாதைக்குச் செல்லும்போது விளையும் கதிர் வீச்சுகளின் அதிர்வுகள் இந்த மதிப்பின் அடிப்படையில் கணக்கிடப்பட்டன. இவை சோதனைமூலம் ஹைட்ரஜன் நிறநிரலின் வரிகளுக்கு கண்டுபிடிக்கப்பட்ட அதிர்வுகளுடன் மிகவும் சரியாக பொருந்தி காணப்பட்டன. இது நிலையான கோளப்பாதைகள் சரியாக கணக்கிடப்பட்டுள்ளன என்பதையும் போரின் கோட்பாடுகளை இது போன்ற கணக்கீடுகளுக்குப் பயன்படுத்தலாம் என்பதையும் தெரிவித்தது. இதனை அடுத்து பிற தனிமங்களின் அணு அமைப்பை விளக்குவதற்கும் போரின் கொள்கை விரிவாக்கப்பட்டது.

37. அணு எலெக்ட்ரான் ஷெல்களின் அமைப்பு

போரின் கொள்கை பல்வேறு தனிமங்களின் அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு முறைபற்றியும் தனிமங்களின் பண்புகளுக்கும் அவற்றின் அணுக்களினுடைய எலெக்ட்ரான் ஷெல்களுக்கும் இடையேயான தொடர்பைப் பற்றியும் அறிந்து கொள்வதற்கு உதவிற்று.

தற்போது எல்லா வேதித் தனிமங்களினுடைய அணு அமைப்பு முறையும் அறியப்பட்டுள்ளன. ஒளி மற்றும் X-கதிர் நிற நிரல் ஆய்வின்போது கிடைக்கப் பெற்ற பல்வேறு சோதனை புள்ளி விபரங்கள் மற்றும் எலெக்ட்ரான்களின் பல்வேறு வகையான கூட்டமைப்புகளின் நிலைப்புத் தன்மை பற்றிய பொதுவான கருத்துக்களின் அடிப்படையில் இந்த அணு அமைப்பு முறைகளை அறிவியலார் நிறுவினர். இருப்பினும் இந்த முறைகள் எல்லாம் முழுமையானவை என்றும் சிறிதும் சந்தேகத்திற்கு இடமின்றி உறுதி செய்யப்பட்டவை என்றும் கருதக்கூடாது; ஆனால் இவை தனிமங்களின் பல இயற்பு மற்றும் வேதிப் பண்புகளை விளக்குவதற்கு நமக்கு உகந்தவைகளாக இருக்கும் ஏறக்குறைய உண்மையான கோட்பாடுகளாகும்.

அணுக்கருவைச் சுற்றும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை தனிமத்தின் அணு எண்ணிற்குச் சமமாகும் என முன்பே கண்டோம். முதலில், எலெக்ட்ரான்கள் வட்டமான பாதைகளில் தொகுதி தொகுதிகளாக இயங்கி ஒன்றினுள் ஒன்று போன்ற வளையங்களை உண்டாக்குகின்றன எனக் கருதப்பட்டது. பின்னர், ஒவ்வொரு எலெக்ட்ரானும் அதற்கே உரிய ஒரு கோளப் பாதையைப் பெற்றிருக்க வேண்டும் என அனுமானம் செய்து கொள்ள வேண்டியதாயிற்று. இது ஒரு வட்டமாகவோ அல்லது

நீள் வட்டமாகவோ இருக்கலாம். இப் பாதைகள் புற வெளியில் வெவ்வேருக, அதாவது ஒன்றிற்கு ஒன்று பல்வேறு கோணங் களில் அமைக்கப்பட்டிருக்கவேண்டும் எனக் கருதப்பட்டது. ஆனல், தற்போது வளையங்களுக்குப் பதிலாக, எலெக்ட்ரான்கள், எலெக்ட்ரான் அடுக்குகளில் தொகுக்கப்பட்டிருப்பதாகக் கருதப் படுகிறது. ஒவ்வொரு அடுக்கும் ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கை கொண்ட எலெக்ட்ரான்களால் நிறைவு பெற்றுள்ளன. ஒரே அடுக்கைச் சேர்ந்த எலெக்ட்ரான்கள் ஏறக் குறைய சம ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன. அதாவது ஒரே **ஆற்றல் மட்டத்தில்** உள்ளன. அணுவின் முழுமையான எலெக்ட்ரான் அடுக்கு பல்வேறு அடுக்கு களாக அல்லது ஆற்றல் மட்டங்களாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது. இவை K, L, M, N என குறிக்கப்படுகின்றன; K அணுக் கருவிற்கு மிக அருகாமையில் உள்ள அடுக்காகும். இதனை அடுத்துவரும் ஒவ்வொரு அடுக்கிலும் எலெக்ட்ரான்கள் முந்தைய அடுக்கில் இருந்ததைவிட அதிக ஆற்றலுடன் காணப்படும். ஒரே அடுக்கைச் சேர்ந்த எல்லா எலெக்ட்ரான்களும் சம முதன்மை அச்சுகளைக் கொண்ட, ஆனல் வெவ்வேறு இரண்டாவதான அச்சு களைக் கொண்ட நீள் வட்டங்களைப் பெற்றிருக்கின்றன. எந்த ஒரு எலெக்ட்ரான் அடுக்கும் பெற்றிருக்கக்கூடிய உயர்வரம்பு எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அடுக்கு எண்ணிக்கையின் வர்க்கத்தின் இரு மடங்குக்குச் சமமாகும்:

$$N = 2n^2$$

இங்கு n என்பது அடுக்கின் எண்ணிக்கை. எனவே, அணுக் கருவிற்கு மிக அருகிலுள்ள முதல் அடுக்கு k இரண்டு எலெக்ட் ரான்களுக்கு மேல் பெற்றிருக்க முடியாது; இரண்டாவது அடுக்கு L, 8 எலெக்ட்ரான்களுக்கு அதிகமாகவும் மூன்ருவது அடுக்கு M 18 எலெக்ட்ரான்களுக்கு அதிகமாகவும் பெற்றிருக்க முடியாது. மேலும், எந்த ஒரு தனிமத்தின் வெளிஅடுக்கிலும் 8 எலெக்ட்ரான் களுக்கு அதிகமாகவும் (பலேடியம் தவிர) ஈற்றயல் அடுக்கில் 18 எலெக்ட்ரான்களுக்கு அதிகமாகவும் இருக்க முடியாது என நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது.

வெளி ஷெல்லில் உள்ள எலெக்ட்ரான்கள், அணுக்கருவில் இருந்து மிகவும் தூரத்தில் உள்ள எலெக்ட்ரான்கள், அதாவது மிகவும் குறைந்த வலுவுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ள எலெக்ட்ரான் கள் பிற அணுக்களால் கவர்ந்து ஈர்க்கப்பட்டு பிரிக்கப்படுகின்றன. ஒன்று அல்லது பல எலெக்ட்ரான்களை இழக்கும் அணுக்கள் நேர்மின் சுமையைப் பெறுகின்றன; ஏனெனில் இவற்றின் அணுக் கருவிலுள்ள (+) மின்சுமை. எஞ்சியுள்ள எலக்ட்ரான்களின் மொத்த மின் சுமையைவிட அதிகமாகிறது. மாருக, எலெக்ட்ரான்

களை ஏற்றுக்கொண்ட அணுக்கள் எதிர்மின் சுமையைப் பெறு கின்றன. இவ்வாறு உண்டான மின்சுமையைக் கொண்ட துகள் கள் அவற்றின் அணுக்களிலிருந்து வேறுபட்டிருக்கின்றன. இவை **அயனிகள் (ions)** எனப்படும்.

ஓர் அயனியின் மின்சுமை,அணு இழக்கும் எலெக்ட்ரான்களின் அல்லது ஏற்கும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந் துள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, மொத்தமாக 13 எலெக்ட்ரான்களை ஷெல்லில் கொண்டுள்ள ஓர் அலுமினியம் அணு, அதன் வெளி ஷெல்லில் இருந்து 3 எலெக்ட்ரான்களை இழந்தால், உண்டாகும் அலுமினியம் அயனி $+ 3$ மின்சுமையைப் பெற்றிருக்கும்; ஏனெனில், எலெக்ட்ரான்கள் இழப்பு அணுக்கருமீதான மின்சுமையை $(+ 13)$ மாற்ற முடியாது; ஆனால், எஞ்சியுள்ள எலெக்ட்ரான் களின் மொத்த மின்சுமை இப்போது $- 10$ (அயனியின் மின்சுமை $- 10 + 13 = + 3$) ஆகும். சல்ஃபர் அணு மொத்தமாக 16 எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளது; இவற்றுள் 6 எலெக்ட்ரான்கள் வெளி அடுக்கில் உள்ளன. இது இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுமானல், $- 2$ மின்சுமையைக் கொண்ட சல்ஃபைடு அயனி உண்டாகும்; ஏனெனில் எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை இப்போது $- 18$; அணுக்கரு மீதான மின்சுமை $+ 16$ (அயனி யின் மீதான மின்சுமை $= - 18 + 16 = - 2$) ஆகும்.

அயனிகளுக்கும் அணுக்களுக்குப் பயன்படுத்தப்படும் குறியீடு களையே பயன்படுத்துகிறோம்; ஆனால், குறியீடுகளுடன் மின்சுமை யைக் குறிப்பதற்காக $+$ அல்லது $-$ குறியைப் பயன்படுத்து கிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, மூன்று நேர்மின் சுமைகளைக் கொண்ட அலுமினியம் அயனியை Al^{+++} என்றும், இரண்டு எதிர்மின் சுமைகளைக் கொண்ட சல்ஃபர் அயனியை S^{--} அல்லது S^{2-} என்றும் குறிப்பிடுகிறோம்.

பல அயனிகள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கவோ அல்லது இழக்கவோ செய்கின்றன; இதன் காரணமாக நடுநிலை அணுக்கள் அல்லது வேறுபட்ட மின்சுமைகளைக் கொண்ட அயனிகள் உண்டா கின்றன.

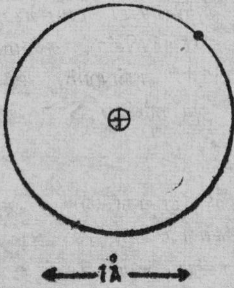
ஓர் அயனி எலெக்ட்ரான்களை இழக்கும்போது அதன் நேர் மின்சுமை அதிகரிக்கவோ அல்லது அதன் எதிர்மின்சுமை குறை யவோ அல்லது பூஜ்ஜியமாக மாறவோ செய்கிறது. மாறாக, எலெக்ட்ரான்களை ஓர் அயனியுடன் சேர்க்கும்போது, அதன் நேர்மின் சுமை குறையவோ அல்லது எதிர்மின் சுமை அதிகரிக் கவோ செய்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக Fe^{++} அயனி ஓர் எலெக்ட்

ரானை இழப்பின் ஒரு மூன்று நேர்மின் சுமைகளையுடைய அயனியாக Fe^{+++} மாறுகிறது. மாறாக, இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்பின் மின்நடுநிலை அணுவாக மாறுகிறது. S^{--} அயனி இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழந்தால், S அணுவாக மாறுகிறது.

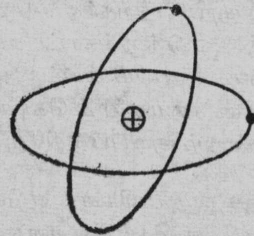
வெளி எலெக்ட்ரான்கள் ஓர் அணுவிலிருந்து வேறு ஓர் அணுவிற்குப் பல்வேறு வேதி வினைகளில் மாற்றம் அடைகின்றன; இதனைப் பற்றி அடுத்த அத்தியாயத்தில் விரிவாக விவரிக்கப்பட்டுள்ளது. அணுக்களின் வேதிப் பண்புகளில் காணப்படும் வேற்றுமைகளை இதுபோன்ற எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையே முக்கியமாக நிர்ணயிக்கின்றன. வெளி அடுக்கிலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் மட்டும்தான் புலனாகும் ஒளிக் கதிர்கள் அகச்சிவப்பு மற்றும் புறஊதாக் கதிர்கள் உட்கொள்ளப்படுதல் அல்லது வெளிப்படுதலில் பங்கு பெறுகின்றன.

இனி, சில தனிமங்களினுடைய அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளைக் கவனிப்போம்.

ஹைட்ரஜன் அணு ஒரே ஒரு எலெக்ட்ரானை மட்டும் பெற்றுள்ளது; அணுக்கருவைச் சுற்றி வட்டமாகப் படம் 18-ல் காட்டியது போலச் சுற்றுகிறது. ஹைட்ரஜன் அணு எளிதில் அதன் எலெக்ட்ரானைப் பிற அணுக்களுக்கு வழங்கி ஒரு நேர்மின் சுமையுடைய அணுக்கருவை மட்டும் கொண்டுள்ள அயனியாக மாறுகிறது. இது **புரோட்டான்** எனப்படுகிறது.



படம் 18.
ஹைட்ரஜன் அணுவின் அமைப்பு



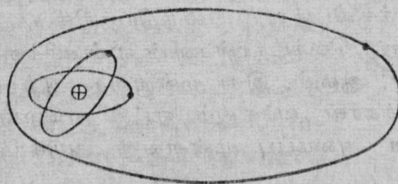
படம் 19.
ஹீலியம் அணுவின் அமைப்பு

ஹைட்ரஜனை அடுத்துள்ள ஹீலியம் அணுவில் இரண்டு எலெக்டரான்கள் அதன் முதல் அடுக்கு Kஐ உண்டாக்குகின்றன. இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் ஒன்றிற்கு ஒன்று ஒரு கோண அளவில் கோளப்பாதைகளில் சுற்றி வருகின்றன; மற்றும் இரண்டும்

சம ஆற்றல்களைப் பெற்றுள்ளன; அதாவது இரண்டும் ஒரே முதல் ஆற்றல் மட்டத்தில் உள்ளன (படம் 19). இது போன்ற அமைப்பு மிகவும் நிலையானது; எனவே, ஹீலியம் எலெக்ட்ரான்களை வழங்கவோ அல்லது ஏற்கவோ செய்வதில்லை. எனவேதான் ஹீலியம் வேதிப்பண்பில் மந்தமாகக் காணப்படுகிறது.

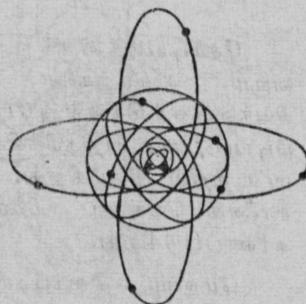
ஹீலியத்திற்குப் பிறகு வரும் லித்தியம் மூன்று எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளது. மிகவும் நிலையான ஹீலியம் எலெக்ட்ரான் அடுக்கு இந்த அணுவில் அப்படியே மாருமல் உள்ளது; மூன்ருவது எலெக்ட்ரான் நன்கு நீட்டப்பட்ட கோளப் பாதையில் அமைந்து இரண்டாவது எலெக்ட்ரான் அடுக்கைத் (படம் 20) தொடங்குகிறது. இந்த எலெக்ட்ரான் மற்ற இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைவிடக் குறைந்த வலுவுடனேதான் அணுக்கருவுடன் இணைந்து இருக்கின்றது; எனவே, லித்தியம் அணு இந்த எலெக்ட்ரானை எளிதில் இழந்து ஒரு மினசுமை கொண்ட அயனியாக மாறுகிறது.

லித்தியத்தை அடுத்து வரும் பெரிலியம், போரன், கார்பன் ஆகிய தனிமங்களின் அணுக்களில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களையுடைய ஹீலியம் அடுக்குத் தக்கவைத்துக் கொள்ளப்படுகிறது; ஆனல், இவற்றின் இரண்டாவது அடுக்கில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை ஒவ்வொன்ருக அதிகரித்துக் கொண்டே சென்று நியான் அணுவில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை 8ஐ எட்டு



படம் 20.

லித்தியம் அணுவின் அமைப்பு



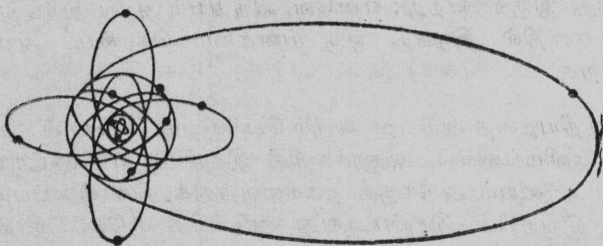
படம் 21.

நியான் அணுவின் அமைப்பு

கிறது. இப்போது மிகவும் நிலையான, சீரான எலெக்ட்ரான் அமைப்புக் கிடைக்கிறது. இதன் காரணமாக, நியான் ஹீலியத்தைப் போலவே எலெக்ட்ரானை இழக்கவோ அல்லது ஏற்கவோ செய்வதில்லை. மாருக, ஹீலியம் மற்றும் நியானுக்கு இடைப்பட்ட தனிமங்களின் அணுக்களில் L அடுக்கின் எலெக்ட்ரான்கள்

அணுக்கருவுடன் வலுக்குறைவாக இணைக்கப்பட்டுள்ளன. எனவே, இவ் வரிசையில் முதலில் உள்ள சில தனிமங்களின் அணுக்களி லிருந்து எலெக்ட்ரான்கள் வெளிப்பட்டு அவற்றை அயனிகளாக்கு கின்றன.

நியானை அடுத்து இருப்பது சோடியம். இதன் எலெக்ட்ரான் களில் 10 எலெக்ட்ரான்கள் நியான் அணுவில் அமைக்கப்பட்டிருப் பது போலவே அமைந்துள்ளன. (முதல் ஆற்றல் மட்டத்தில் இரண்டும் இரண்டாவது ஆற்றல் மட்டத்தில் எட்டும்) பதினோரா வது எலெக்ட்ரான் மூன்றாவது ஆற்றல் மட்டத்தில் ஒரு பெரிய நீள்வட்டத்தில் உள்ளது (படம் 22). எனவே, சோடியம் அணு லித்தியம் அணுவை ஒத்த அமைப்பைப் பெறறுள்ளது. இது, இவை வேதிப்பண்புகளில் ஒத்திருப்பதை விளக்குகிறது.



படம் 22.
சோடியம் அணுவின் அமைப்பு

சோடியத்திலிருந்து மக்னீசியம், அலுமினியம் மற்றும் அடுத்து வரும் தனிமங்களை நோக்குமிடத்து, லித்தியத்திலிருந்து நியானுக்குச் செல்வது போன்று,எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை படிப்படியாக அதிகரிக்கின்றன; ஆனால், இது மூன்றாவது ஆற்றல் மட்டத்தில் நிகழ்கிறது. ஆர்கான் வந்ததும் எட்டு எலெக்ட் ரானைக் கொண்ட நிலையான அமைப்பு மூன்றாவது அடுக்கில் காணப்படுகிறது.

மேலும், எலெக்ட்ரான் அடுக்குகள் வளர்ச்சிபெற்று நிறை வுறுவதைப் பற்றி அத்தியாயம் 7-ல் விரிவாகக் காணலாம்.

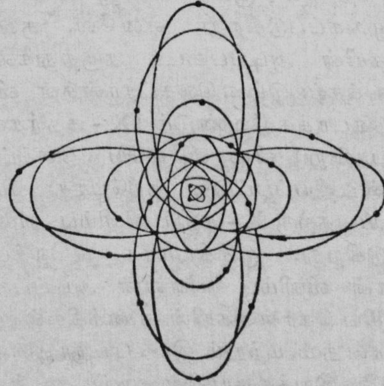
படங்கள் 18-23 வரையில் காட்டப்பட்டுள்ள பல்வேறு தனி மங்களுக்கான அணு அமைப்பு மாதிரிகள் மிகவும் சிக்கலானவை களாகவும் சிரமமானவைகளாகவும் உள்ளன. வேதிக் காரணங் களுக்குப் படம் 24-ல் காட்டப்பட்டுள்ள எளிதாக்கப்பட்ட அணு அமைப்பு மாதிரிகள் போதுமானவையாகும்; இந்த அணு அமைப்பு மாதிரிகள் அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்களின் உண்மையான அமைப்பு முறைகளைத் தெரிவிப்பது கிடையாது

என்பதைக் கவனத்தில் கொள்ளவேண்டும்; ஆனால், இவை ஒவ்வோர் அடுக்கிலும் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை மட்டும்தான் தெரிவிக்கின்றன. ஒவ்வொரு வட்டமும் ஓர் அடுக்கு எலெக்ட்ரான்களை அதாவது ஓர் ஆற்றல் மட்டத்தைக் குறிப்பிடுகிறது.

38. அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்களின் நிலை: அலை இயக்கவியலின் அடிப்படைக் கருத்துகள்

போரின் கொள்கை இயற்பியல் மற்றும் வேதியியலில் மிகவும் பயனுடையதாக இருந்தது. நிற நிரல் சம்பந்தமான விதிகளின் கண்டுபிடிப்பிற்குக் காரணமுடையதாகவும் கதிர்வீச்சின் **விளைவழி முறைக்கு** விளக்கம் தரக்கூடியதாகவும் போரின் கொள்கை இருந்ததோடு, தனித்தனி அணுக்களின் அமைப்பை வெளிப்படுத்தி அவற்றிற்கு இடையேயான தொடர்பை நிறுவவும் செய்தது. இருப்பினும், அணு அமைப்புப் பற்றிய பல இயற்பாடுகளுக்கு போர் கொள்கையால் விளக்கம் காண முடியவில்லை.

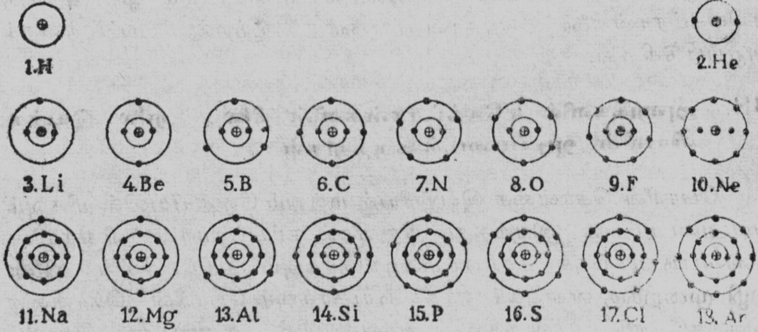
போர், அணுவில் எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கம் பற்றி ஓரளவிற்குக் குறிப்பிட்டிருந்த போதிலும், உண்மையான நிலை மிகவும் சிக்கலானதும் வியப்பிற்குரியதுமாகும். எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கம் பற்றிய தனிச் சிறப்புப் பண்பு **குவான்டம் கொள்கை** (Quantum Theory) அல்லது **அலை இயக்கவியல்** (Wave Mechanics) எனப்படும் ஒரு புதிய கொள்கையினால் வெளிப்படுத்தப்பட்டது.



படம் 23.
ஆர்கான் அணுவின் அமைப்பு

போதுமான அளவிற்கு அதிக நிறையுடைய பொருள்களுக்குப் பொருந்தும் நியூட்டனின் இயக்க விதிகள் அணுக்களில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கத்திற்குப் பொருந்தாது என்ற கருத்தின் அடிப்படையிலிருந்து இக் கொள்கை தொடங்குகிறது. இவை எலெக்ட்ரானின் இயக்கம் பற்றிய தனிப் பண்புகளை உறுதிப்படுத்தும் புதிய விதிகளால் பதிலீடு செய்யப்பட வேண்டும்,

எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கம் பற்றிய விதிகளும், அலைபரப்பு விதிகளும் மிகவும் பொதுவான கருத்துகளைக் கொண்டுள்ளன



படம் 24.

I–III வரிசைகளின் தனிமங்களின் அணு அமைப்பு (எளிதாக்கப்பட்ட மாதிரி அமைப்பு முறை)

என்பதைக் குவான்டம் இயக்கவியல் காட்டுகிறது. இதன் காரணமாகத்தான், குவான்டம் இயக்கவியல் அலை இயக்கவியல் என்றும் வழங்கப்படுகிறது. எனவே, குவான்டம் இயக்கவியல் கொள்கையின் அடிப்படைக் கருத்துகளின்படி, படிகங்களால் சிதற அடிக்கப்படும் எலெக்ட்ரான்கள் விளிம்பு வளைவு இயற்பாட்டை உண்டாக்க வேண்டும் (X - கதிர்கள் சிதற அடிக்கப்படுவதைப் போன்று). விரைவிலேயே எலெக்ட்ரான் விளிம்பு வளைவுபெறுதல் கண்டறியப்பட்டுத் தற்போது பொருளின் அமைப்புப் பற்றி ஆய்வதற்கு X - கதிர் விளிம்பு வளைவு போன்று பயன்படுத்தப் படுகிறது. முக்கியமாக, எலெக்ட்ரான் நுண்நோக்கி எலெக்ட்ரான் விளிம்பு வளைவின் அடிப்படையில் அமைந்ததாகும். இப் புதிய கொள்கையின் கணக்கியல் சார்ந்த கருத்து மிகவும் சிக்கலானதும், மற்றும் இப் பாடநூலுக்குத் தேவையில்லாததும் ஆகும். அலை இயக்கவியலின் அடிப்படைச் சமன்பாடு எலெக்ட்ரான்களின் ஒரு கற்றையினுடைய அலைநீளத்தை λ அவற்றின் திசைவேகத்துடனும் v, நிறையுடனும் m தொடர்புபடுத்திக் காட்டும் சமன்பாடாகும்:

$$\text{அதாவது, } \lambda = \frac{h}{mv}$$

இங்கு h பிளான்க் மாறிலியாகும். இதன் மதிப்பு 6.625×10^{-27} எர்க் $\times$ செக.

அலை இயக்கவியல், போர் கொள்கையைவிட இயற்பாடுகளை அதிக விரிவான முறையில் நோக்குகிறது; எனவே, போர்

கொள்கையினுல் விளக்கம் காண முடியாமல் இருந்த பல பிரச்சினை களை இதனுல் தீர்த்துவைக்க முடிந்தது.

எடுத்துக்காட்டாக, ஏன் சில குறிப்பிட்ட எலெக்ட்ரான் கோளப்பாதைகள் மட்டும் நிலையாக இருக்கின்றன என்பதை அலை இயக்கவியல் விளக்குகிறது. முழு எண் அலைகளைக் கொள்ளக் கூடிய கோவப்பாதைகள் மட்டும்தான் ‘நிலையாக’ இருக்க முடியும். ஆரம் rஐ உடைய ஒரு வட்டப் பாதையின் நீளம் $2\pi r$-க்குச் சமமாக இருத்தலால், வட்டப் பாதையின் நிலைத் தன்மை பின்வரும் சமன்பாட்டினுல் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது.

$$2\pi r = \frac{nh}{mv}$$

இங்கு n ஒரு முழு எண். இதுவே போரின் முதல் கோட் பாட்டினுடைய கணக்கியல் கோவையாகும்; இதன் அடிப்படை யில்தான் 1913-ல் போர் எலெக்ட்ரானின் இயக்கம் பற்றிய கணக்கீட்டைச் செய்தார்.

மேற்கண்ட சமன்பாட்டில் முதன்மைக் குவான்டம் எண் என்று வழங்கப்படும் காரணி n, ஒன்றிலிருந்து முடிவில்லாத ஏதேனும் ஒரு முழு எண்ணைப் பெற்றிருக்கலாம்.

முதன்மைக் குவான்டம் எண் (Principal Quantum Number): எடுத்துக் கொண்ட ஒரு கோளப்பாதையினுடைய ஆற்றல் மட்டத்தையும் மற்றும் இதற்கும் அணுக்கருவிற்கும் இடையேயான தூரத்தையும் தெரிவிக்கிறது. $n=1$ என்ற மதிப்பு K எனக் குறிப் பிடப்படும் மிகக் குறைந்த ஆற்றல் மட்டத்திற்கு உரியது; $n=2$ என்ற மதிப்பு L ஆற்றல் மட்டத்தைக் குறிக்கின்றது.

தற்போதைய அலை இயக்கவியல் கோளப்பாதை (orbit) என்ற சொல்லிற்கு போர் கொள்கையில் அது பெற்றிருந்த பொருளிலிருந்து மாறுபட்ட ஒரு பொருளைத் தெரிவிக்கிறது. அலை இயக்கவியல், புற வெளியில் எந்த ஓர் இடத்திலும் உள்ள வேகமாக இயங்கும் எலெக்ட்ரானின் **தகவைப்** (probability) பற்றித் தெரிவிக்கிறது; எனவே, இயக்கவியல் ‘கோளப்பாதை’ என்ற சொல்லிற்கு அணுக்கருவைச் சுற்றிச் சராசரியாக எலெக்ட் ரான் அதிக நேரம் காணப்படும் புலம் ‘கோளம்’ எனப்படும்.

ஒரு குறிப்பிட்ட இடத்தில் எலெக்ட்ரான் காணப்படும் தகவை எலெக்ட்ரான் மண்டலம் என்ற கருத்தின் அடிப்படையிலும் தெரிவிக்கலாம். எலெக்ட்ரான், அதன் மின்சுமை எதிர் மின்

சார மண்டலத்தினூடே 'விரவி' உள்ளது எனக் கற்பனை செய்து கொள்ளத் தக்கவாறு அணுக்கருவைச் சுற்றி வேகமாகச் சுற்றி வருகிறது. எங்கு எலெக்ட்ரானின் தகவு அதிகமாகக் காணப் படுகிறதோ அங்கு எலெக்ட்ரான் மண்டலத்தின் அடர்த்தி அதிக மாக இருக்கிறது.

இவ்வாறு அலை இயக்கவியலில், எலெக்ட்ரான் கோளப்பாதை ஒரு குறிப்பிட்ட கோடு என்ற கருத்து எலெக்ட்ரான் கோளம் அல்லது எலெக்ட்ரான் மண்டலம் என்ற கருத்தால் நீக்கம் பெற்றது. எடுத்துக்காட்டாக, முதன்மைக் குவான்டம் எண் $n = 1$ ஆகக் கொண்ட ஹைட்ரஜன் அணுவில் வட்டமான எலெக்ட்ரான் பாதை, இப்போது ஓர் எலெக்ட்ரான் மண்டலத்தைக் குறிக்கிறது; இதில் எலெக்ட்ரான் அடர்த்தி, போரின் முதல் கோளப்பாதையின் ஆரத் திற்குச் சமமான ஆரத்தைக் கொண்ட, $r = 0.53 Å$ ஒரு கோள அடுக்கிற்கு அருகில் மிகவும் அதிகமாக உள்ளது. எலெக்ட்ரான் அணுக்கருவிற்கு அருகிலோ அல்லது அதிலிருந்து தூரமாகவோ இருக்கலாம்; ஆனல், இதன் காணும் தகவு இங்குக் குறைவாக இருக்கும். $n=2$ ஆக இருக்கும்போது எலெக்ட்ரான் மண்டலத்தின் அடர்த்தி அணுக்கருவிலிருந்து தூரமாக உள்ள இடத்தில் அதிகமாக இருக்கிறது; மேலும் இவ்வாறே இருக்கும்.

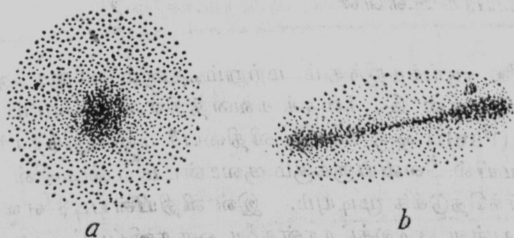
எனவே, முதன்மைக் குவான்டம் எண் அணுக்கருவைச் சுற்றி உள்ள எலெக்ட்ரான் அடர்த்தியின் சராசரி ஆர அமைப்பினுடைய மதிப்பை நிர்ணயிக்கிறது.

ஓர் அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரானின் நிலை மேலும் மூன்று குவான்டம் எண்களால் l, m, s, சிறப்பிக்கப்படுகின்றன.

இரண்டாவதான (திசை) குவான்டம் எண் [The secondary (azimuthal) quantum number] l: இது எலெக்ட்ரானின் பாதை யைச் சார்ந்த எலெக்ட்ரானின் இயக்க விசையின் வேகத்தைச் சிறப்பிக்கிறது. இது எலெக்ட்ரான் மண்டலத்தின் வடிவை அதாவது அதன் தொடர் அல்லது தொடர்ச்சியற்ற மற்றும் நீட்சியை நிர்ணயிக்கிறது. ஒவ்வொரு முதன்மைக் குவான்டம் எண்ணிற்கும், திசைக் குவான்டம் எண் l பூஜ்ஜியத்திலிருந்து $(n-1)$ வரை முழு எண் அளவுகளில் எந்த மதிப்புகளையும் பெற்றிருக்க லாம். எடுத்துக்காட்டாக, முதன்மைக் குவான்டம் எண், $n=1$ ஆக உள்ளபோது திசைக் குவான்டம் எண் $l=0$. இப்போது எலெக்ட்ரான் மண்டலம் கோள வடிவுடையது (படம் 25a).

முதன்மைக் குவான்டம் எண், $n = 2$ என்ருல், l-ன் மதிப்புகள் இரண்டாகும்; $l=0$ மற்றும் $l=1$.

முதன்மைக் குவான்டம் எண், $n=3$ என்ருல் l-ன் மதிப்புகள் 0, 1 மற்றும் 2 ஆக இருக்கும்.



படம் 25.

எலெக்ட்ரான் மேகங்கள்.

a - ஹைட்ரஜன் அணு; b - ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு

பெரும்பாலும் $l=0, 1, 2, 3, 4$ என எண்களைக்கொண்டு குறிப்பிடுவதற்குப் பதிலாக *s, p, d, f,* g என்று குறிப்பிடப்படுகிறது; இப்போது *s, p, d*,...எலெக்ட்ரான் நிலைகள் அல்லது *s*–,*p*–,*d*–கோளப்பாதைகள் என்கிருேம்.

காந்தக் குவான்டம் எண் (The magnetic quantum number) *m:* இது புறவெளியில் எலெக்ட்ரான் கோளப்பாதையின் தளத்தின் இடத்தைத் தெரிவிக்கிறது; அல்லது அலை இயக்கவியல் கொள்கையின்படி எலெக்ட்ரான் மண்டலம் நீட்சிபெறும் திசையைத் தெரிவிக்கிறது. இந்தக் குவான்டம் எண் எல்லா முழு எண் மதிப்புகளையும் l-ன் வரம்புக்கு உட்பட்ட + மற்றும் – மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, $l=0$ என்ருல் m-ன் மதிப்பும் பூஜ்ஜியமாகும்; $l=3$ என்ருல் $m=-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ என ஏழு மதிப்புகளை பெறும்.

அணுவில் உள்ள எலெக்ட்ரான் அணுக்கருவைச் சுற்றி வருவதோடு அதனுடைய ஆயத்திலும் சுழன்று வருகிறது; எதிர் எதிரான இரண்டு சுழலும் திசைகள் இருக்கக்கூடும். இந்த எலெக்ட்ரானின் சுழற்சி (spin) எனப்படுவது **சுழற்சிக் குவான்டம் எண்ணிஞல்** (spin quantum number) குறிக்கப்படுகிறது. எலெக்ட்ரானின் இரண்டு சுழலும் திசைகளின் அடிப்படையில் இந்தக் குவான்டம் எண் இரண்டு மதிப்புகளை— (+) மற்றும் (–) —பெற்றிருக்கும்.

இதுவரை குறிப்பிடப்பட்ட நான்கு குவான்டம் எண்களும் அணுவில் எலெக்ட்ரானுடைய எல்லாச் சிக்கலான இயக்கங்களையும் சிறப்பித்துவிடுகின்றன. இருப்பினும், இவை அணுவில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு முறையைப்பற்றி ஒரு முழுமையான

கருத்தைத் தெரிவிப்பதில்லை; ஏனெனில், இவை ஒன்றோடொன்று இணைந்து காணப்படும் போக்கினுடைய எண்ணிக்கை வரம்பு இல்லாதவையாக உள்ளன.

நிறநிரலை ஆய்ந்தறிந்தும் மற்றும் தனிம வரிசை அட்டவணையின் தனிமங்களின் இடத்தைக் கவனத்தில் கொண்டும் இயற்பியலார் **பாலி (Pauli)** ஒரு பொது விதியைக் கண்டறிந்தார். அதன்படி உண்மையில் நிலவியிருக்கும் குவான்டம் எண்களின் சேர்க்கைகளைத் தேர்ந்தெடுக்க முடியும். இவ் விதியின்படி, எல்லா விதங்களிலும்ஒத்துள்ள எலெக்ட்ரான்களை ஒருதனிப்பட்ட அணுக்கூடப் பெற்றிருக்கவில்லை. இதனையே ஓர் அணுவில் எந்த இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் ஒரே மாதிரியான நான்கு குவான்டம் எண்களைப் பெற்றிருக்க முடியாது எனக் கூறலாம்.

எடுத்துக்காட்டாக, முதல் ஆற்றல் மட்டத்தில் ($n = 1; l = 0; m = 0$) வெவ்வேறு சுழற்சிகளைக் கொண்ட இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள்தாம் இருக்க முடியும்.

குவான்டம் எண் 2-க்கு உரிய இரண்டாவது ஆற்றல் மட்டம் s நிலையில் அல்லது s- கோளப் பாதையில் எதிர்எதிரான சுழற்சிகளைக் கொண்ட இரண்டு எலெக்ட்ரான்களையும் ($l = 0, m = 0$) p நிலைகள் அல்லது p- கோளப் பாதைகள் ($l = 1, m = -1, 0, +1$) ஒவ்வொன்றிலும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களையும் பெற்றிருக்கும். எனவே, இரண்டாவது ஆற்றல் மட்டம் மொத்தமாக 8 எலெக்ட்ரான்களைப் பெறும் (அட்டவணை 3ஐப் பார்க்க).

முதன்மைக் குவான்டம் எண், $n = 3$ ஆக இருக்கும்போது, திசைக் குவான்டம் எண், $l = 0$, 1 மற்றும் 2(s, p மற்றும் d)இவை பின்வரும் மதிப்புகளைக் காந்தக் குவான்டம் எண்ணிற்குப் (m) பெற்றிருக்கும்.

$$l = 0 \quad m = 0$$

$$l = 1 \quad m = -1, 0, +1$$

$$l = 2 \quad m = -2, -1, 0, +1, +2$$

ஒவ்வொரு m நிலையிலும் 2 எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கக் கூடுமாதலால், மூன்றாவது ஆற்றல் மட்டத்தில் இருக்கக்கூடிய மொத்த எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை 18 ஆகும் (அட்டவணை 6ஐப் பார்க்க).

அட்டவணை 3

குறுகிய வரிசைத் தனிமங்களினுடைய அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு முறை

அடுக்கு		K	L		M		
முதன்மைக் குவான்டம் எண் n		1	2		3		
திசைக் குவான்டம் எண் l		0	0	1	0	1	2
பொருள்சார்ந்த l-ன் குறியீடு		s	s	p	s	p	d
1. ஹைட்ரஜன்	H	1					
2. ஹீலியம்	He	2					
3. லித்தியம்	Li	2	1				
4. பெரிலியம்	Be	2	2				
5. போரன்	B	2	2	1			
6. கார்பன்	C	2	2	2			
7. நைட்ரஜன்	N	2	2	3			
8. ஆக்ஸிஜன்	O	2	2	4			
9. ஃபுளூரின்	F	2	2	5			
10. நியான்	Ne	2	2	6			
11. சோடியம்	Na	2	2	6	1		
12. மக்னீசியம்	Mg	2	2	6	2		
13. அலுமினியம்	Al	2	2	6	2	1	
14. சிலிக்கன்	Si	2	2	6	2	2	
15. பாஸ்பரஸ்	P	2	2	6	2	3	
16. சல்ஃபர்	S	2	2	6	2	4	
17. குளோரின்	Cl	2	2	6	2	5	
18. ஆர்கான்	Ar	2	2	6	2	6	

இவ்வாறே, நான்காவது ஆற்றல் மட்டம் ($n = 4$) 32 எலெக்ட்ரான்களுக்கு அதிகமாகப் பெற்றிருக்க முடியாது எனக் காட்டலாம். பொதுவாக, **பாலி விதியின்**படி, ஓர் எடுத்துக் கொண்ட ஆற்றல் மட்டத்திலுள்ள (n) உச்ச வரம்பு எலெக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கையை (N), $N = 2n^2$ என்ற வாய்பாடு மூலம் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. இதனை நாம் முன்பே அறிவோம்.

அணுக்களில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பைச் சுருக்க மான வாய்பாடுகள் மூலம் எளிதில் எழுதலாம். முதலில் முதன்மைக் குவான்டம் எண்ணைக் குறிப்பிடும் எண் எழுதப்படவேண்டும்; இதனை அடுத்துத் திசைக் குவான்டம் எண்ணைக் குறிப்பிடும் எழுத் தைக் குறிப்பிடவேண்டும்; ஒவ்வொரு கோளப்பாதைக்கும் உரிய எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை இந்த எழுத்தின் மேலே வலப் பக்கத்தில் சிறிதாக எழுதப்படவேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் அணுவின் 'எலெக்ட்ரான் வாய்பாடு' $1s^1$ ஆகும். ஹீலியம் அணு-$1s^2$, லித்தியம் அணு-$1s^2$, $2s^1$, ஆக்ஸிஜன் அணு— $1s^2$, $2s^2$, $2p^4$, நியான் அணு-$1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, அலுமினியம் அணு— $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^1$.

5. மூலக்கூறுகளின் அமைப்பு

39. வேதிப் பிணைப்புகளும் இணைதிறனும்

வேதித் தனிமங்களின் அணுக்கள் பிற அணுக்களுடன் கூடும் போது எண்ணிக்கையில் வேறுபடுகின்றன என்பதை அறிவோம். இப் பண்பைச் சிறப்பித்துக் காட்ட 19ஆம் நூற்றாண்டின் மத்தியில் வேதியியலில் தனிமங்களின் இணை திறன் பற்றிய கருத்துப் புகுத்தப் பட்டது. இதன் பொருள், பிரிவு 20-ல் விவரிக்கப்பட்டுள்ளது. இருப்பினும், அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயான பிணைப்பைக் கட்டுப்படுத்தும் விசைகளின் தன்மை நீண்ட நாள்க ளாக அறியப்படாமல் இருந்தது. அணு அமைப்புப் பற்றிய அறி வியல் வளர்ச்சி அடைந்தபின்புதான், எலெக்ட்ரான் கொள்கை களின் அடிப்படையில், ஏன் தனிமங்கள் வெவ்வேறு இணை திறன் களைப் பெற்றுள்ளன என்றும், எவ்வாறு வேதிச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன என்றும் விளக்கம் கண்டறியப்பட்டது. இக் கொள்கைகள் எல்லாம், வேதி மற்றும் மின் இயற்பாடுகளுக்கு இடையே நிலவும் ஒரு தொடர்பின் அடிப்படையில் அமைக்கப் பட்டுள்ளன.

முதலில் பொருள்கள் மின்சாரத்துடன் எவ்விதத் தொடர் பைப் பெற்றுள்ளன எனக் கவனிப்போம்.

சில பொருள்கள் திண்மம் மற்றும் நீர்மம் ஆகிய இரு நிலைகளி லும் மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன; இவற்றிற்கு எடுத்துக் காட்டு, எல்லா உலோகங்களும் ஆகும். சில பொருள்கள் திண்ம நிலையில் மின்கடத்திகளாகச் செயல்படுவதில்லை; ஆனால், உருக் கும்போது மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன. இவற்றுள் பெரும் பாலான உப்புகளும் மற்றும் பல ஆக்ஸைடுகளும் ஹைட்ராக் ஸைடுகளும் அடங்கும். முடிவாகத் திண்மம், நீர்மம் ஆகிய இரு நிலைகளிலும் மின்சாரத்தைக் கடத்தாத ஒரு மூன்றாவது வகைப்

பொருள்களும் உள. இவற்றுள், பெரும்பாலும் எல்லா அலோகங்களும், அவற்றின் ஆக்ஸிஜன் மற்றும் பிற அலோகங்களுடனான சேர்மங்கள், நீரற்ற அமிலங்கள் மற்றும் பெரும்பாலான கரிமப் பொருள்களும் அடங்கும்.

உப்புகள் மற்றும் அவற்றை ஒத்த சேர்மங்கள் உருகிய நிலையில் உள்ளபோது அவற்றின் ஊடே மின்சாரம் பாய்வது முக்கியமாக உலோகங்களின் ஊடே மின்சாரம் பாய்வதிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளது. உலோக மின்கடத்திகள் மின்சாரத்தினால் எவ்வித வேதி மாற்றமும் பெறுமல் சூடுமட்டும் அடைகின்றன; ஆனால், உருகிய நிலைப் பொருள்களின் ஊடே மின்சாரம் பாயும்போது வேதி மாற்றங்கள் உண்டாகின்றன. இது, உப்பு அல்லது உப்புப் போன்ற பொருள்களின் சிதைவினால் மின் முனைகளில் உண்டாகும் விளைபொருள்களினால் வெளிப்படுத்தப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, மின்சாரத்தை உருகிய மேசை உப்பின் ஊடே செலுத்தினால், சோடியம் உலோகம் எதிர்மின்முனையிலும் (மின் வழங்கும் மூலத்தின் எதிர்மின்முனையுடன் இணைக்கப்பட்ட முனை) குளோரின் வாயு நேர்மின் முனையிலும் (நேர்மின் முனையுடன் இணைக்கப்பட்ட முனை) வெளிப்படுகின்றன.

உலோகங்களின் மின்கடத்து திறனுக்கு எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கமும் உருகிய உப்புகள் மற்றும் அவற்றை ஒத்த சேர்மங்களின் மின்கடத்து திறனுக்கு எதிர் மின்சுமைகளைக் கொண்ட அயனிகளின் இயக்கமும் காரணங்களாகும் எனச் சோதனையின் வாயிலாக நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, உருகிய மேசை உப்பின் ஊடே மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால், நேர்மின்சுமை கொண்ட சோடியம் அயனிகள் Na^+ எதிர் மின் முனையை நோக்கியும் எதிர் மின்சுமை கொண்ட குளோரைடு அயனிகள் Cl^- நேர்மின் முனையை நோக்கியும் செல்கின்றன; மின் முனைகளில், அயனிகள் மின்சுமையை இழந்து மின் நடுநிலை அணுக்களாக மாறுகின்றன. உப்புகள் மற்றும் அவற்றை ஒத்த சேர்மங்களில் அயனிகள் முன்பே பொருளின் திண்ம நிலையில் நிலவியிருக்கின்றன; உருக்குதல் அவை நன்கு இயங்குவதற்கான சூழ்நிலையை உருவாக்குகிறது. எனவே, இதுபோன்ற சேர்மங்கள் **அயனிச் சேர்மங்கள் (Ionic Compounds)** எனப்படும். நடைமுறையில் மின்சாரத்தைக் கடத்தாத பொருள்கள் அயனிகளைப் பெற்றிருப்பதில்லை; அவை மின் நடுநிலை அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளால் ஆனவை. எனவே, மின்சாரத்துடன் பொருள்களின் வெவ்வேறு செயல்திறனுக்குக் காரணம் இப் பொருள்களை

உருவாக்கும் துகள்களின் வெவ்வேறு மின்சார் நிலைகளின் விளைவாகும்.

மேற்குறிப்பிட்ட மூன்று வகைப் பொருள்கள் மூன்று வெவ்வேருன வகை வேதிப் பிணைப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. அவை: (a) **உலோகப் பிணைப்புகள்** (உலோகங்களை உண்டாக்கும் துகள்களுக்கு இடையே); (b) **அயனிப் பிணைப்புகள்** (Ionic bonds or Electrovalent bonds) (அயனிச் சேர்மங்களில் எதிர்எதிர் மின் சுமைகளைக்கொண்ட அயனிகளுக்கு இடையே); (c) **அணு அல்லது சகப்பிணைப்புகள்** (Atomic or Covalent bonds) (மற்ற எல்லாப் பொருள்களின் மூலக்கூறுகளில் மின் நடுநிலை அணுக்களிடையே).

உலோகப் பிணைப்புகளின் தன்மையைப்பற்றி உலோகங்களைப் பற்றி விவரிக்கும்போது பின்னர்க் கவனிப்போம். இங்கு மற்ற இருவகைப் பிணைப்புகளைப் பற்றி விரிவாகக் காண்போம்.

அயனிப் பிணைப்புகள்: இதுபோன்ற பிணைப்பு எதிர்எதிர் மின் சுமைகளைக் கொண்ட அயனிகளுக்கு இடையே நிகழ்கிறது; இதற்கு அயனிகளுக்கு இடையேயான நிலைமின் கவர்ச்சியே காரணமாகும்.

பிரிவு 37-ல் குறிப்பிட்டபடி, எலெக்ட்ரான்களை இழுக்கும் அணுக்கள் நேர்மின் அயனிகளையும், எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கும் அணுக்கள் எதிர்மின் அயனிகளையும் உண்டாக்குகின்றன.

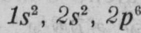
சோடியம் அணுவிலிருந்து ஓர் எலெக்ட்ரான் பிரித்தெடுக்கப்படும்போது Na^+ அயனி உண்டாகிறது. சோடியம் அணுவின் வெளி அடுக்கில் ஒரே ஒரு எலெக்ட்ரான் மட்டும்தான் உள்ளது; எனவே, அணுக்கருவிலிருந்து மிகத் தூரத்தில் இருக்கும் இந்த எலெக்ட்ரான் சோடியம் அயனி உண்டாக்கும்போது பிரிக்கப்படுவது இயற்கையே. இது போன்றே, மக்னீசியம் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களையும் அலுமினியம் மூன்று எலெக்ட்ரான்களையும் இழப்பதனுல் முறையே Mg^{2+} மற்றும் Al^{3+} அயனிகள் உண்டாகின்றன.

Na, Mg, Al மற்றும் Na^+, Mg^{2+} மற்றும் Al^{3+} அயனிகளின் அமைப்புகள் படம் 26-ல் காட்டப்பட்டுள்ளன.

படம் 27-ல் சல்ஃபர் மற்றும் குளோரின் அணுக்களினுடைய எலெக்ட்ரான் அமைப்பு எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக்கொண்டதால் உண்டான இவற்றின் அயனிகளின் அமைப்புடன் ஒப்பிடப்பட்டுள்ளது. குளோரின் மற்றும் சல்ஃபர் அணுக்களின் அக எலெக்ட்ரான் அடுக்குகள் நிறைவு பெற்றிருப்பதால், S^{2-} மற்றும்

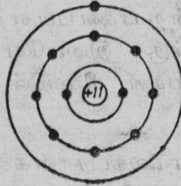
Cl^- அயனிகளில் புதியதாகச் சேர்க்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான்கள் படத்தில் காட்டியிருப்பது போன்று வெளி அடுக்குகளில்தான் இருக்கவேண்டும்.

Na^+, Mg^{2+} மற்றும் Al^{3+} அயனிகளினுடைய எலெக்ட்ரான் ஷெல்களின் அமைப்பு மற்றும் இயைபை ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால், இந்த எல்லா அயனிகளிலும் இவை ஒத்திருக்கின்றன. இவை உயர் குடும்ப வாயு நியான் அணுவின் அமைப்புப் போலவே உள்ளன; எனவே, இவற்றை ஒத்த எலெக்ட்ரான் வாய்பாடு மூலம் தெரிவிக்கலாம் :

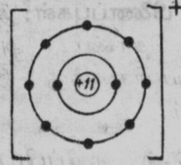


$$1s^2, 2s^2, 2p^6$$

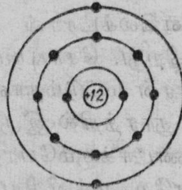
அதே சமயத்தில் சல்ஃபர் மற்றும் குளோரின் அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக் கொண்டதால் உண்டான S^{2-} மற்றும் Cl^- அயனிகள் ஆர்கான் அணுவிற்கு உரியதைப்போன்ற எலெக்ட்ரான் ஷெல்களைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, இவற்றின்



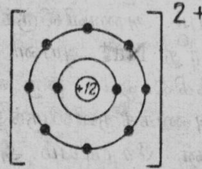
Na அணு



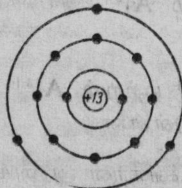
Na^+ அயனி



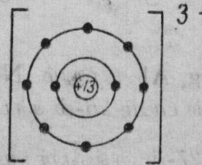
Mg அணு



Mg^{2+} அயனி



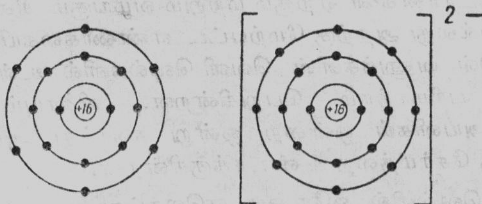
Al அணு



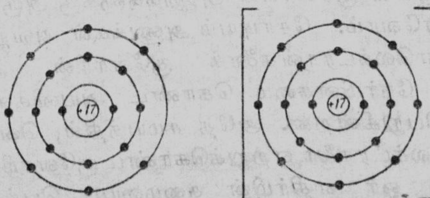
Al^{3+} அயனி

படம் 26.
சோடியம், மக்னீசியம், அலுமினியம் ஆகிய அணுக்கள் மற்றும்அயனிகளின் அமைப்பு

எனவே, மேற்கண்ட எடுத்துக்காட்டுகளில், அணுக்கள் அயனிகளாக மாறும்போது, அயனிகளின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்கள்



S அணு S^{2-} அயனி



Cl அணு Cl^{-} அயனி

படம் 27.

சல்ஃபர், குளோரின் ஆகிய அணுக்கள் மற்றும் அயனிகளின் அமைப்பு

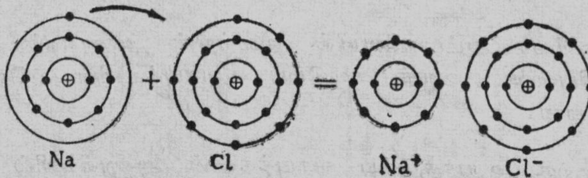
தனிம வரிசை அட்டவணையில் இவற்றின் அணுக்களை மிகவும் நெருங்கியுள்ள உயர் குடும்ப வாயுக்களின் ஷெல்களை ஒத்துள்ளன.

இதற்கு, உயர்குடும்ப வாயுக்களின் அணுக்களில் உள்ள எலெக்ட்ரான் அமைப்பு முறை (He அணுவின் வெளி அடுக்கில் 2 எலெக்ட்ரான்களும் மற்ற உயர் குடும்ப வாயுக்களின் அணுக்களில் 8 எலெக்ட்ரான்களும் இருத்தல்) மிகவும் நிலையானதாக இருப்பதே காரணமாகும் என தற்போதைய இணைதிறன் பற்றிய கொள்கை தெரிவிக்கிறது. இந்த எலெக்ட்ரான் தொகுதிகளின் நிலைத்தன்மை, உயர் வாயுக்கள் பிற தனிமங்களுடன் கூடுவதில் வெறுப்புத் தன்மையை காட்டுவதை விளக்குவதாக உள்ளது. வெளி ஷெல்லில் 8 எலெக்ட்ரான்களைவிடக் குறைவாகப் பெற்றுள்ள அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை இழந்து அல்லது பிற அணுக்களிலிருந்து எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று வெளி ஷெல்லில் 8 எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. அயனிகளைக் கொண்ட பெரும்பாலான வேதிச் சேர்மங்கள் உண்டாகும்போது நிகழ்வது இதுவே ஆகும்.

அணுக்களிலிருந்து அயனி வகையைச் சேர்ந்த வேதிச் சேர்மம் உண்டாவதைப் பின்வருமாறு தெரிவிக்கலாம்:

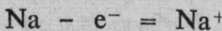
எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கும் மற்றும் வழங்கும் சில அணுக்கள் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எண்ணிக்கையில் நெருங்கும் போது, இவ் வணுக்களின் வெளி ஷெல்களில் உள்ள எலெக்ட்ரான்கள் பரிமாற்றம் பெறுகின்றன. விளையும் மின்சுமை கொண்ட அயனிகள் ஒன்றை ஒன்று கவர்ந்து அயனிப்பிணைப் புடைய ஒரு சேர்மத்தை உண்டாக்குகின்றன.

வெளி ஷெல்லில் ஒரே ஒரு எலெக்ட்ரானை மட்டும் கொண்டுள்ள சோடியம் அணுக்கள் வெளி ஷெல்லில் 7 எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ள குளோரின் அணுக்களுக்கு அருகில் நெருங்குவதாகக் கொள்வோம். சோடியம் அணுக்கள் அவற்றிடம் உள்ள மிகையான எலெக்ட்ரான்களைக் குளோரின் அணுக்களுக்கு வழங்கி, ஒரு நேர்மின்சுமை கொண்ட அயனிகளாக நியான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. அதே சமயத்தில், வெளி ஷெல்லில் ஒவ்வொரு எலெக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொண்ட குளோரின் அணுக்கள் ஒவ்வொன்றும் ஓர் எதிர்மின் சுமையைப் பெற்று ஆர்கான் அணுக்களின் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. இதன் பின்னர், உண்டான அயனிகள் நிலைமின் கவர்ச்சி விசையினால் நெருக்கம் அடைந்து NaCl உப்பை உண்டாக்குகின்றன (படம் 28).

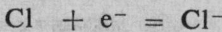


படம் 28.
சோடியம் குளோரைடு உண்டாதல்

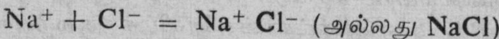
எலெக்ட்ரானை e^- எனக் குறிப்பிட்டால், NaCl உண்டாகும் போது நிகழும் வினையை பின்கண்டவாறு எலெக்ட்ரானின் சமன்பாடுகள் மூலம் தெரிவிக்கலாம்:



$$Na - e^- = Na^+$$



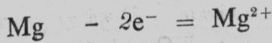
$$Cl + e^- = Cl^-$$



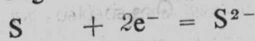
$$Na^+ + Cl^- = Na^+\,Cl^- \text{ (அல்லது NaCl)}$$

பிற அயனிச் சேர்மங்கள் உண்டாவதையும் இவ்வாறே தெரிவிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, மக்னீசியம் சல்ஃபைடு MgS, உண்டாகும்போது ஒவ்வொரு மக்னீசியம் அணுவும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை ஒரு சல்ஃபர் அணுவிற்கு வழங்குகின்றன. இதனால், Mg^{2+} அயனியும் S^{2-} அயனியும் உண்டாகின்றன.

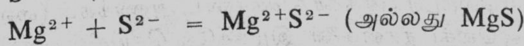
இவ்விதம் உண்டான அயனிகள் ஒன்றை ஒன்று கவர்ந்து மக்னீசியம் சல்ஃபைடை உண்டாக்குகின்றன:



$$Mg - 2e^- = Mg^{2+}$$



$$S + 2e^- = S^{2-}$$



$$Mg^{2+} + S^{2-} = Mg^{2+}S^{2-}$$ (அல்லது MgS)

அலுமினியம் ஆக்ஸைடு உண்டாகும்போது, Al_2O_3, ஒவ்வொரு அலுமினியம் அணுவும் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுக்கு மூன்று எலெக்ட்ரான்களை வழங்குகின்றன. வெளி ஷெல்லில் இரண்டே எலெக்ட்ரான்களைக் குறைவாகப் பெற்றுள்ள ஒவ்வொரு ஆக்ஸிஜன் அணுவும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்கின்றன. எனவே, மும்மடங்கு நேர்மின் சுமையுள்ள இரு Al^{3+} அலுமினியம் அயனிகளுக்கு இணையாய் இருமடங்கு O^{2-} மின்சுமையுள்ள மூன்று ஆக்ஸைடு அயனிகள் உண்டாகின்றன.



$$(Al^{3+})_2 \ (O^{2-})_3$$ (அல்லது Al_2O_3)

எதிர்மின் சுமையைக் கொண்ட எல்லா அயனிகளின் எலெக்ட்ரான் **ஷெல்களும்** உயர் வாயு அணுக்களின் ஷெல்களுடன் ஒத்திருக்கும்போது, நேர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகளின் ஷெல்கள் உயர் வாயுக்களின் அணுக்களின் ஷெல்களிலிருந்து வேறுபட்டிருக்கலாம். Fe^{2+}, Fe^{3+}, Zn^{2+} அயனிகள் மற்றும் பிற நேர்மின்சுமை கொண்ட அயனிகளின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்கள் இதற்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகும்.

அயனிச் சேர்மங்களில் தனிமங்களின் இணைதிறன்: அயனிச் சேர்மங்கள் உண்டாகும் வினை வழி முறையின் மேற்கண்ட கருத்துக்கள், **அயனிகள் மீது உள்ள மின் சுமைகள் அயனிச்சேர்மங்களில் உள்ள தனிமங்களின் இணைதிறனைக் குறிக்கின்றன என்ற கருத்தை வலியுறுத்துகின்றன.** இதனை **மின் இணைதிறன்** (Electrovalence) என்றும் கூறுகிறோம்.

மின் இணைதிறன் எண்ணிக்கை, ஒரு அணுவினால் இழக்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான்களின் அல்லது ஏற்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாகும். முன்னதில் மின் இணைதிறன் **நேர்** தன்மையது; பின்னதில் இது **எதிர்** தன்மையது.

அணுக்கள் நேர்மின் அயனிகள் அல்லது எதிர்மின் அயனிகளாக மாறும் திறன் தனிமவரிசை அட்டவணையில் தனிமங்களின் இடத்தைச் சார்ந்துள்ளது. எந்த ஒரு வரிசையிலும் தொடக்கத்திலுள்ள தனிமங்களின் அணுக்கள் அதே வரிசையில் இறுதியிலுள்ள தனிமங்களின் அணுக்களை விடக் குறைந்த அணுக்கரு மின்சுமையைப் பெற்றுள்ளன. முன்னவை பின்னவைகளை விட

எலெக்ட்ரான்களை குறைந்த வலுவுடன் ஈர்க்கின்றன; ஆகவே, ஒவ்வொரு வரிசையிலும் நேர்மின் அயனிகளை உண்டாக்கும் தன்மை, அணுக்களுக்கு, இடப்பக்கம் இருந்து வலப்பக்கம் குறைந்து கொண்டே செல்கிறது. வெளி **ஷெல்லில்** நான்குக்கும் குறைவான எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அணுக்கள் (ஹைட்ரஜன் நீங்கலாக) எலெக்ட்ரான்களை இழக்கவே செய்கின்றன; முடிந்த வரை எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக் கொள்வதில்லை. இது போன்ற தனிமங்களை உலோகங்கள் என்கிறோம்.

வேதி வினைகளின்போது அணுக்களிலிருந்து பிரிந்து வரக் கூடிய எலெக்ட்ரான்கள் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் எனப் படும். ஒரு அணுவிலுள்ள இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை ஒரு விதியைப் போல, தனிம வரிசை அட்டவணை யில் அதன் தனிமத்தினுடைய தொகுதி எண்ணிற்குச் சமமாகும்.

அயனிச் சேர்மங்களின் அமைப்பு : அயனிச் சேர்மங்கள் உண் டாவதை நோக்கும்போது, எலெக்ட்ரான்களையே பெற்றில்லாத H^+ அயனியைத் தவிர மற்ற எல்லா அயனிகளும் ஓரளவு எதிர்மின் சுமை கொண்ட எலெக்ட்ரான் ஷெல்களைப் பெற்றுள்ளன. எதிர் எதிரான மின்சுமைகளையுடைய அயனிகள் மிகவும் அருகாமையில் நெருங்கும்போது, ஒன்றை ஒன்று வெறுக்கத் துவங்குகின்றன. ஒரு குறிப்பிட்ட தூரத்தில் கவர்ச்சி விசை வெறுக்கும் விசையினால் சரியாக்கப்பட்டு அயனிகள் ஒன்றிலிருந்து ஒன்று சிறிது தூரத்தில் நிறுத்தப்படுகின்றன.

பல நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் அயனிகளை மிகவும் நெருக்க மாகக் கொண்டு வந்தால், ஒரு வகை அயனி வேறொரு வகை அயனிகளால் சூழப்பட்டு ஒரு படிகம் உண்டாகிறது. எனவே, அயனிகளால் ஆன படிகங்களுக்கு பொதுவாக அயனி சேர்மங் களுக்கு **மூலக்கூறு** கருத்து பொருந்தாது. எடுத்துக்காட்டாக, சாதாரண உப்பை எடுத்துக்கொண்டால், அது NaCl மூலக்கூறு களால் ஆனது என வழக்கமான கருத்தில் வேண்டுமானால் கூற லாம். உண்மையில் அதன் படிகங்களில் இதுபோன்ற மூலக் கூறுகள் எதுவும் கிடையாது. படிகம் முழுவதும் அதிக எண்ணிக் கையில் Na^+ மற்றும் Cl^- அயனிகள் காணப்படும். NaCl மூலக் கூறுகள் சாதாரண உப்பின் ஆவிகளில் மட்டும்தான் தோன்று கிறது. இருப்பினும், உப்புகளில் உள்ள நேர்மின் மற்றும் எதிர் மின் அயனிகளுக்கு இடையேயான விகிதத்தை குறிப்பிட வேண்டியபோது எல்லாம் வழக்கமான முறையில் 'மூலக்கூறு' என்ற சொல்லை உப்புகளுக்குப் பயன்படுத்தலாம்.

அணு பிணைப்புகள் : வேதிப் பிணைப்புகள் தோன்றுவதற்கு எதிர்எதிர் மின்சுமைகளைக் கொண்ட அயனிகளுக்கு இடையே யான நிலைமின் கவர்ச்சி விசைதான் காரணம் என்ற அனுமானம் எளிய பொருள்களின் மூலக்கூறுகளுக்குப் (H_2, O_2) பொருந்தாது என்பது தெளிவு; மற்றும் மிக நெருங்கிய வேதிப் பண்புகளைக் கொண்ட தனிமங்களிலிருந்து உண்டாகும் பொருள்களின் மூலக் கூறுகளுக்கும் பொருந்தாது; ஏனெனில் இது போன்ற எடுத்துக் காட்டுகளில் எதிர்எதிர் மின்சுமைகளைக் கொண்ட அயனிகள் உண்டாவது மிகவும் சிரமம். எனவே, இது போன்ற பொருள் களுக்கு, **சகப் பிணைப்பு கொள்கை** எனப்படும் ஒரு புதிய வேறான கொள்கை தெரிவிக்கப்பட்டது. இந்த கொள்கையை விரிவாக்கும் போது, உயர்வாயு அணுக்களின் வேதி நிலைத் தன்மை மற்றும் பெரும்பாலான மூலக்கூறுகளில் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை இரட்டை எண்களாக உள்ளன என்ற கருத்தும் கவனத்தில் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டது (எடுத்துக் காட்டாக, O_2 மூலக்கூறில் 12, CO_2 மூலக்கூறில் 16).

சகப்பிணைப்பு கொள்கையின்படி, ஒரு மூலக்கூறு உண்டாகும் போது (அயனி சேர்மங்களில் இருப்பது போல) வேதித் தனிமங் களின் அணுக்கள் உயர்வாயு அணுக்களை ஒத்த நிலையான எலெக்ட்ரான் ஷெல்களைப் பெறுகின்றன. இருப்பினும், இந்த நிலைத் தன்மை உண்டாவதற்கு எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு அணு விலிருந்து வேறொரு அணுவிற்கு மாற்றப்படுவதில்லை; ஆனால் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலெக்ட்ரான் இணைகள் உண்டாவதன் மூலம் நிலைத்த தன்மை பெறப்படுகிறது; எலெக்ட் ரான் இணைகள் இரண்டு அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்களுக் கும் பொதுவாக அமைகின்றன. இந்த இணைந்த எலெக்ட்ரான்கள் இரண்டு அணுக்களினுடைய அணுக்கருக்களையும் தழுவியவாறு கோளப்பாதையில் சுற்றி வருகின்றன என கற்பனை செய்து கொள்ளலாம்; இவ்வாறு அணுக்களை இணைத்து ஒரு மூலக் கூறாக மாற்றுகின்றன.

எலெக்ட்ரான் இணைகளினால் உண்டாகும் வேதிப் பிணைப்பு சகப் பிணைப்பு அல்லது அணுப்பிணைப்பு எனப்படுகிறது. இது எதிர்எதிர் மின்சுமைகளைக் கொண்ட அயனிகளுக்கு இடையே நிலைமின் கவர்ச்சியினால் உண்டாகும் அயனிப் பிணைப்பிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளது.

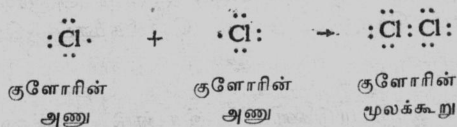
இணையும் இரண்டு அணுக்களுக்கும் பொதுவாக உள்ள எலெக்ட்ரான் இணைகள்தான் சகப் பிணைப்புகள் உண்டா வதற்குக் காரணம் என்ற கருத்து அலை இயக்கவியலின் வாயி

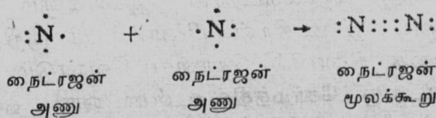
லாக நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. நேர் மின்சுமை கொண்ட அணுக் கருக்கள் இரண்டையும், எடுத்துக்கொண்ட அணுக்கரு ஒவ்வொன்றையும் விட அதிக மின்சுமையைப் பெற்றிருக்கும் ஒரு தனி அணுக்கரு எனக் கொள்ளலாம். இதுபோன்ற ஒரு இணைந்த அணுக்கருவை சுற்றிவரும் ஒரு எலெக்ட்ரான் எடுத்துக்கொண்ட தனித்தனி அணுக்கருக்களை சுற்றிவரும்போது இருப்பதைவிட அதிக வலுவாக தக்க வைத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. இது ஆற்றல் வழியில், சகப்பிணைப்புகள் உண்டாவது பயனுடையதாக இருக்கும் என்பதை விளக்குகிறது. மூலக்கூறிலுள்ள எலெக்ட்ரானின் புதிய கோளப்பாதை மூலக்கூறு கோளப்பாதை எனப் படும். அணு கோளப்பாதைகளில் எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கம் **பாலி விதி**க்கு உட்பட்டு இருப்பது போலவே, மூலக்கூறு கோளப் பாதைகளிலும் உட்பட்டுக் காணப்படுகின்றன. எனவே, ஒரே மூலக்கூறு கோளப்பாதையில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களுக்கும் அதிகமான எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கமுடியாது; மற்றும் இவை எதிர் எதிர் சுழற்சிகளைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். ஒத்த சுழற்சியையுடைய இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை எந்த ஒரு கோளப் பாதையும் பெற்றிருக்காது. எனவேதான் ஒவ்வொரு சகப் பிணைப்பும் ஒரு எலெக்ட்ரான் இணையினால் மட்டும் உண்டாகிறது.

அலை இயக்கவியலின் அடிப்படையில் நோக்கும்போது, அணு கோளப்பாதைகள் 'மேற் பொருந்துவதால்' (overlapping) மூலக்கூறு கோளப்பாதை உண்டாகிறது என அறியப்படுகிறது. இந்த மேற் பொருந்துதலின் காரணமாக, மூலக்கூறு கோளப் பாதையில் (எலெக்ட்ரான் மண்டலம் எனக் கருதிக்கொண்டு) எலெக்ட்ரான் அடர்த்திஅணுக்கருக்களுக்கு இடையே அதிகமாகக் காணப்படுகிறது. இதன் பொருள் மூலக்கூறு கோளப்பாதையில் இயங்கும்போது எலெக்ட்ரான்கள் அதிக நேரம் அணுக்கருக் களுக்கு இடையேயான புறவெளியில் காணப்படுகிறது என்பதாகும். இதன் விளைவாக அணுக்கருக்களுக்கு இடையே ஒரு வகையான எதிர் மின்சார அடுக்குத் தோன்றி ஒன்றை ஒன்று நெருங்கச் செய்வதற்கு உதவுகிறது. எனவே, மூலக்கூறு கோளப் பாதை உண்டாகும்போது அணு கோளப்பாதைகள் மேற் பொருந்தும் தன்மை அதிகமாக இருப்பின் பிணைப்பின் வலுவும் அதிகமாக இருக்கும்.

வேதி வாய்ப்பாடுகளில் சகப்பிணைப்புகளைப் பின்வரும் முறையில் குறிப்பிடுகிறோம். அணுவைச் சுற்றி அதன் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்கள் புள்ளிகளாக குறிக்கப்படுகின்றன. வேதிக் குறியீடுகளுக்கு இடையே வைக்கப்படும் புள்ளிகள் பொது

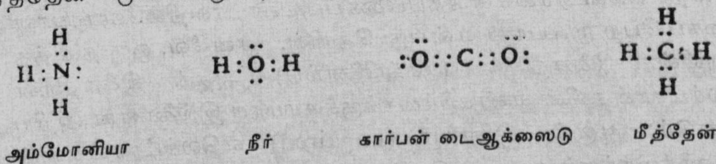
எலெக்ட்ரான்களைக் குறிக்கும்; இரட்டை அல்லது முப்பிணைப்பு முறையே இரண்டு அல்லது மூன்று இணைப்புள்ளிகளால் தெரிவிக்கப்படுகின்றன. இக் குறியீடுகளைக் கொண்டு பொதுவான எலெக்ட்ரான்களால் உண்டாகும் நிலையான ஷெல்கள் மற்றும் பல்வேறு மூலக்கூறுகளின் அமைப்புகளைத் தெரிவிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டிற்காக, குளோரின் மற்றும் நைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் உண்டாகும் முறை கீழே தெரிவிக்கப்பட்டுள்ளது :





குளோரின் அணுவின் வெளி ஷெல் 7 எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளது. குளோரின் அணுக்கள் இணைந்து மூலக்கூருகும் போது, அவற்றின் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் பொதுத் தன்மையைப் பெறுகின்றன; இதன் விளைவாக, ஒவ்வொரு அணுவும் 8 எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட ஒரு நிலையான வெளி ஷெல்லைப் பெறுகின்றது; இவற்றுள் 6 எலெக்ட்ரான்கள் ஒவ்வொரு அணுவிற்கும் தனித்தனியாக சேரும்; இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் இரண்டு அணுக்களுக்கும் பொதுவாகும். நைட்ரஜன் மூலக்கூறு உண்டாகும்போது, 3 எலெக்ட்ரான் இணைகள் பொதுவாக உள்ளன. இவ்வாறு அணுக்களின் வெளி ஷெல்கள் 8 எலெக்ட்ரான்களால் நிரம்புகின்றன.

பின்வரும் வாய்ப்பாடுகள் பல்வேறு சிக்கலான பொருள்களின்—அம்மோனியா, நீர், கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் மீத்தேன்—மூலக்கூறு அமைப்பைத் தெரிவிக்கின்றன :



அம்மோனியா மூலக்கூறில் ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் அணுவும் நைட்ரஜனுடன் ஒரு எலெக்ட்ரான் இணை மூலம் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது. (ஹைட்ரஜனிலிருந்து ஒரு எலெக்ட்ரானும் நைட்ரஜனி

லிருந்து ஒரு எலெக்ட்ரானும்) இவ்வாறு 8 எலெக்ட்ரான் வெளி ஷெல்லைப் பெறுகிறது; ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் அணுவும் 2 எலெக்ட்ரான்களால் சூழப்பட்டு நிலையான ஹீலியம் அமைப்பைப் பெறுகின்றது. நீர் மற்றும் மீத்தேன் மூலக்கூறுகளிலும் ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இதுபோன்ற ஷெல்களையேபெற்றுள்ளன. ஒரு கார்பன் அணுவுடன் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் இரண்டு இணை எலெக்ட்ரான்கள் மூலமாக இணைந்து இருக்கும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மூலக்கூறில் (எல்லா) மூன்று அணுக்களும் 8 எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட வெளி ஷெல்களைப் பெற்றிருக்கின்றன.

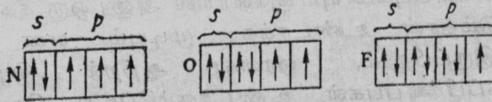
மேற்கண்ட வாய்பாடுகளில் இரண்டு அணுக்களைப் பிணைக்கும் ஒவ்வொரு எலெக்ட்ரான் இணைகளும் அமைப்பு வாய்பாடுகளில் ஒரு இணைதிறன் பிணைப்பைக் குறிக்கும் ஒரு **கோடாகும்** என்பதை நினைவில் கொள்ள வேண்டும். **ஆகவே, எடுத்துக் கொண்ட ஒரு சேர்மத்தில் உள்ள ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறன்; குறிப்பாக, சகப்பிணைப்பு, பொதுவான எலெக்ட்ரான் இணைகளை உண்டாக்குவதற்காக அதன் அணுவினுல் பயன் படுத்தப்பட்ட எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையினுல் நிர்ண யிக்கப்படுகிறது.**

குவான்டம் இயக்கவியல் கணக்கீடுகள் எதிர் எதிரான சுழற்சிகளைக் கொண்ட எலெக்ட்ரான்கள் மட்டும்தான் ஒரு அணுக் கருவின் (அல்லது அணுக்கருக்களின்) மின்புலத்தில் இணைய முடியும் எனத் தெரிவிக்கின்றன. எனவே, ஒரு சகப்பிணைப்பு உண்டாக, கூடும் அணுக்களில் ஒவ்வொன்றும் மற்ற அணுவின் எலெக்ட்ரான் சுழற்சிக்கு எதிரான சுழற்சியையுடைய, குறைந்தது ஒரு எலெக்ட்ரானையாவது பெற்றிருக்க வேண்டும். ஆனல், தனித்த அணுக்களில், பாலி விதியின்படி, இணைதிறன் எலெக்ட் ரான்களில் சில, அவற்றின் சுழற்சிகளின்எதிர் எதிர் தன்மைகாரண மாக ஏற்கெனவே இணைந்த நிலையில் உள்ளன. எனவே, இது போன்றஎலெக்ட்ரான்கள் சகப்பிணைப்புஉண்டாவதில்நேரடியான பங்கைப்பெற முடியாது என்பது தெளிவு. எனவே, ஒரு தனித்த அணுவின் இணைதிறன் (சகப்பிணைப்பு) அதன் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக இல்லை என அறிய வேண்டும்; ஆனல் இணையா (unpaired) எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக இருக்கும்.

தனிமங்களின் நிற நிரல்களை ஆய்வதன் மூலம் அணுக்களில் இணையாத நிலையில் உள்ள எலெக்ட்ரான்கள் எவையெவை

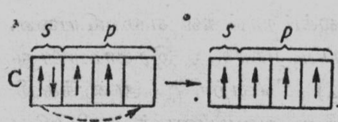
மற்றும் இணைந்த நிலையில் உள்ள எலெக்ட்ரான்கள் எவையெவை என அறிய முடிகிறது. எடுத்துக்காட்டிற்காக, இரண்டாவது வரிசை அலோகங்களில் (N_2, O_2, F_2) சிலவற்றின் அணுக்களினுடைய வெளி எலெக்ட்ரான் அடுக்கின் அமைப்பைக் குறிப்பிடலாம். இந்த அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்களின் ஆற்றல் மட்டத்தை முக்கிய குவான்டம் எண் 2 சிறப்பிக்கிறது என்பதனையும் மற்றும் $n=2$ என்றால் ஒரு s-கோளப்பாதையும் மூன்று p-கோளப்பாதைகளும் மட்டும்தான் இருக்கமுடியும் என்பதனையும் வாசகர்களுக்கு நினைவு கூறுகிறோம். p-கோள்ப்பாதைகளில் எலெக்ட்ரான்கள் எப்போதும் தனித்த நிலையில் தான் நிரம்புகின்றன; எடுத்துக்கொண்ட எலெக்ட்ரான் மட்டத்திற்குக் கூடுமான கோளப்பாதைகளின் எண்ணிக்கையை இவற்றின் எண்ணிக்கை தாண்டாமல் இருக்கும் வரைதான் இவ்விதம் நிரம்புகின்றன.

மேற்கண்ட கோளப்பாதைகளை ஒரு செவ்வகமான செல் வடிவிலும், இணைந்த எலெக்ட்ரான்களை எதிர் எதிர் திசையை நோக்கிய இரண்டு அம்புக் குறிகளாலும் தெரிவித்து, N, O மற்றும் F அணுக்களில் உள்ள வெளி எலெக்ட்ரான்களின் **ஆர்பிட்டால்** அமைப்பைக் கீழ்க்கண்டவாறு எழுதலாம்:



இணைதிறன் பற்றிய சுழற்சிக் கொள்கையின் அடிப்படையில், நைட்ரஜன் அணு மூன்று சகப்பிணைப்புகளையும் ஆக்ஸிஜன் அணு இரண்டு சகப்பிணைப்புகளையும் மற்றும் ஃபுளூரின் அணு ஒரு சகப்பிணைப்பையும் உண்டாக்கும் என்பதை இப் படங்களிலிருந்து அறிய முடிகிறது.

கார்பன் அணுவில் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களின் **ஆர்பிட்டால்** அமைப்பு முறை கீழே (இடதுபக்கம்) படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது. இந்தப் படத்தின்படி, கார்பன் ஈரிணைதிறனை மட்டும்தான் பெற்றிருக்கவேண்டும். இருப்பினும், அணு மிகக் குறைந்த அளவு ஆற்றலை மட்டும் இழப்பின், s எலெக்ட்ரான்களின் இணை பிரிந்து அவற்றில் ஒன்று அதே ஆற்றல் மட்டத்திலுள்ள ஒரு p-கோளப்பாதைக்குச் செல்கிறது:



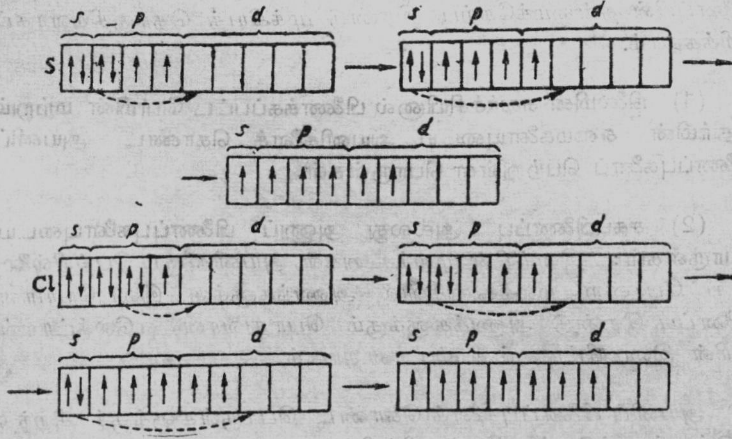
இழக்கப்பட்ட ஆற்றல் நான்கு சகப்பிணைப்புகள் உண்டாகும் போது வெளிப்படும் ஆற்றலினால் போதுமான அளவு சரி செய்யப் படுகிறது. இதன் காரணமாகத் தான் கார்பன் அதன் பெரும்பாலான சேர்மங்களில் நான்கு இணை திறன்களுடன் காணப்படுகின்றது.

இனி, மூன்றாவது வரிசையைச் சேர்ந்த சல்ஃபர் மற்றும் குளோரின் அணுக்களில் காணப்படும் இணை திறன் எலெக்ட்ரான் களின் **ஆர்பிட்டால்** அமைப்பு முறையைக் கவனிப்போம். இந்த அணுக்களில் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்கள் முதன்மை குவான்டம் எண் 3-க்கு உரிய ஆற்றல் மட்டத்தில் உள்ளன. இதற்கு 5 *d*-கோளப்பாதைகள் இருக்கமுடியும், இவற்றோடு ஒரு *s*-கோளப் பாதையும், 3 *p*-கோளப்பாதைகளும் இருக்கும். ஆனால் ஆற்றல் அளவில் *d*-கோளப்பாதைகள் *s*-மற்றும் *p*-கோளப்பாதைகளைவிட குறைந்த சாதகமான நிலையில் உள்ளன; எனவே, 'கிளர்வு கொள்ளாத' சல்ஃபர் மற்றும் குளோரினுடைய அணுக்களில் எல்லா இணை திறன் எலெக்ட்ரான்களும் *s*-மற்றும் *p*-கோளப் பாதைகளிலேயே அடங்கியுள்ளன. கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள படத்திலிருந்து, இதுபோன்ற அமைப்புடைய சல்ஃபர் அணு இரண்டு சகப்பிணைப்புகளையும் குளோரின் அணு ஒரு சகப்பிணைப் பையும் மட்டும்தான் உண்டாக்க முடியும் என அறியப் படுகிறது. இருப்பினும், ஓரளவு ஆற்றல் இழக்கப்படு மாயின் (சகப்பிணைப்புகள் உண்டாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றலால் சரிசெய்யப்படுகிறது) சல்ஃபர் அணு 4 அல்லது 6 தனிப்பட்ட எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட ஒரு 'கிளர்வுற்ற' நிலைக்குச் செல்லும்; குளோரின் அணு 3, 5 அல்லது 7 தனிப்பட்ட எலெக்ட்ரான்களையுடைய ஒரு கிளர்வுற்ற நிலைக்குச் செல்லும்.

இவ்விதம் கிடைக்கும் **இணைதிறன்** மதிப்புகள் உண்மையில் சல்ஃபர் (2, 4, 6) மற்றும் குளோரின் (1, 3, 5 மற்றும் 7) அணுக் களில் கண்டறியப்பட்டுள்ளன.

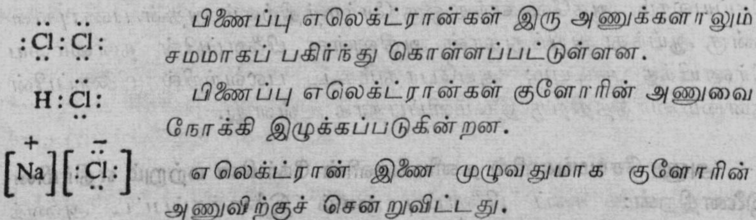
எனவே, மூலக்கூறுகளில் அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள சகப்பிணைப்புகள் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பொது எலெக்ட்ரான் இணைகளால் உண்டாகின்றன என அறிகிறோம். சகப்பிணைப்புகள் உண்டாகும் அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்கள் இழக்கப்படுவதோ அல்லது ஏற்கப்படுவதோ நிகழ்வது இல்லை யாதலால், சகப்பிணைப்புகளையுடைய மூலக்கூறுகள் அயனிகளைப் பெற்றிருப்பது இல்லை என்பது தெளிவு. இருப்பினும், மூலக்கூறி லுள்ள அணுக்கள் பல்லினமானதாக இருப்பின் பொதுவாக

உள்ள எலெக்ட்ரான் இணைகள் ஒரு அணுவோடு மற்றொன்றைக் காட்டிலும் அதிக நெருக்கமாகக் காணப்படலாம். எடுத்துக்காட்டாக, குளோரினும் ஹைட்ரஜனும் இணைந்த சேர்மத்தில், குளோரின் வலுவான அலோகப் பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதால் அதன் அணுவை நோக்கி பொதுவாக உள்ள எலெக்ட்ரான்கள் இழுக்கப்படுகின்றன; இதன் காரணமாக குளோரின் அணு சிறிது எதிர் மின்சுமையையும் ஹைட்ரஜன் அணு சிறிது நேர்மின் சுமையையும் பெறுகின்றன.



இது போன்றவற்றில் சகப்பிணைப்பை 'முனைவிலா' (Non-Polar) சகப்பிணைப்பிலிருந்து (பொது எலெக்ட்ரான்கள் இரண்டு அணுக்களிலிருந்தும் சமதூரத்தில் இருக்கும்போது) வேறுபடுத்திக் காட்டுவதற்கு 'முனைவு' சகப்பிணைப்பு என்றழைக்கப்படுகிறது. கூடும் அணுக்கள் நேரடியாக எதிர் எதிரான வேதிப்பண்புகளைப் பெற்றிருப்பின், எலெக்ட்ரான் இணை முழுவதுமாக ஏதேனும் ஒரு அணுவிற்குச் சென்று அதனை ஒரு எதிர்மின் அயனியாகவும் மற்றொன்றை நேர்மின் அயனியாகவும் மாற்றலாம்; எனவே, அயனிச் சேர்மம் உண்டாக்கப்படுகிறது.

பின்வருபவை இந்த மூன்று வகைகளையும் விளக்கும்:



:Cl:Cl: பிணைப்பு எலெக்ட்ரான்கள் இரு அணுக்களாலும் சமமாகப் பகிர்ந்து கொள்ளப்பட்டுள்ளன.

H:Cl: பிணைப்பு எலெக்ட்ரான்கள் குளோரின் அணுவை நோக்கி இழுக்கப்படுகின்றன.

$[Na]^+[:Cl:]^-$ எலெக்ட்ரான் இணை முழுவதுமாக குளோரின் அணுவிற்குச் சென்றுவிட்டது.

ஒரு முனைவு சகப்பிணைப்பு மூலம் இணைக்கப்பட்டுள்ள அணுக்களின் நிலை ஒரு அயனித்த அணுவின் நிலையை எட்டுகிறது. எடுத்துக் காட்டாக, HCl மூலக்கூறுகளில் H மற்றும் Cl அணுக்களினுடைய நிலைகள் முறையே H^+ மற்றும் Cl^- அயனிகளின் நிலைகளை நெருங்குகின்றன.

இவ்வாறு, எல்லாப் பொருள்களையும் (உலோகங்கள் நீங்கலாக) அவற்றின் அணுக்களுக்கு இடையே காணப்படும் வேதிப் பிணைப்பின் தன்மைக்கேற்ப இரண்டு முக்கியத் தொகுதிகளாகப் பிரிக்கலாம்:

(1) நிலைமின் கவர்ச்சியினால் பிணைக்கப்பட்ட நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் சுமைகளையுடைய அயனிகளைக் கொண்ட அயனிப் பிணைப்புகளைப் பெற்றுள்ள பொருள்கள்.

(2) சகப்பிணைப்பு அல்லது அணுப் பிணைப்புகளையுடைய பொருள்கள்: இவற்றின் மூலக்கூறுகள் அயனிகளைப் பெற்றில்லை. இது போன்ற மூலக்கூறுகளில் அணுக்களுக்கு இடையேயான பிணைப்பு இரண்டு அணுக்களுக்கும் பொதுவான எலெக்ட்ரான்களின் இடையீட்டினால் உண்டானதாகும்.

அயனிப் பிணைப்புகளைக் கொண்ட பொருள்களுக்குச் சிறந்த எடுத்துக்காட்டுகள், மேற்குறிப்பிட்டபடி, உப்புகள் கார ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் பல ஆகும்; எளிய வாயுக்கள்—ஹைட்ரஜன், நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன்—அணு பிணைப்புகளைக் கொண்டச் சேர்மங்களுக்குச் சிறந்த எடுத்துக்காட்டுகளாகும். இந்த இரு வகைப் பொருள்களுக்கு இடையே ஒரு தெளிவான கோட்டை வரைய முடியாது. முதலில், ஒரே சமயத்தில் அணு மற்றும் அயனிப் பிணைப்புகளைக் கொண்ட பல சேர்மங்கள் உள. இரண்டாவதாக, அணு பிணைப்புகளைக் கொண்ட சேர்மங்களில் பகிர்ந்து கொள்ளப்பட்ட எலெக்ட்ரான் இணைகள் ஏதேனும் ஒரு அணுவை நோக்கி தீவிரமாக இழுக்கப்பட்டு இச் சேர்மங்களை மாதிரி அயனிச் சேர்மங்களின் சில பண்புகளுடன் ஒத்திருக்கச் செய்யலாம், ஆகவே, எந்த ஒரு சேர்மத்திற்கும் அதன் பண்புகளை நன்கு ஆய்ந்து அறிந்துதான் அதிலுள்ள பிணைப்பின் தன்மையை நிர்ணயிக்க முடியும்; அப்போதும்கூட பலவற்றில் பிணைப்பின் தன்மை வாதத்திற்கு இடமளிப்பதாக உள்ளது.

அணு சேர்மங்களில் தனிமங்களின் நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் இணைதிறன்: சகப் பிணைப்பு மூலம் இணைக்கப்பட்ட அணுக்களின் வேதிச் செயல் தன்மை பெரிதும் அவற்றின் சார்பு மின்

சுமைகளைச் சார்ந்துள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு பங்கு பெறும் பல வினைகளில், ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரினுக்கு இடையேயுள்ள பிணைப்பு, இணைக்கும் எலெக்ட்ரான்கள் முழுமையாக குளோரின் அணுவிற்குச் செல்லும் வகையில் முறிவு அடைகின்றது; குளோரின் அணு ஒரு எதிர் மின் அயனியாகப் பிரிகிறது. இதனைப் பின்வருமாறு எழுதலாம்:

$$H \vdots :\ddot{Cl}: \rightarrow [H]^{+} + [:\ddot{Cl}:]^{-}$$

(புள்ளியிட்ட கோடு பிணைப்பு முறிவைக் குறிக்கிறது.) மாறாக, ஃபுளூரினுடனான குளோரின் சேர்மங்களில், குளோரின் அணு ஒரு நேர்மின் சுமையைப் பெறுமாறு பிளவு உண்டாக்கக் கூடும்.

வேதித் துறையில் அணுப் பிணைப்புகளையுடைய சேர்மங்களில் எடுத்துக் கொண்ட ஒரு அணுவின் சகப் பிணைப்பு தன்மையை நிர்ணயிக்க வேண்டியிருப்பதோடு,

$$:\ddot{Cl} \vdots :\ddot{F}: \rightarrow [:\ddot{Cl}]^{+} + [:\ddot{F}:]^{-}$$

வேறொரு அணுக்கருவை நோக்கி எலெக்ட்ரான்கள் இடப் பெயர்ச்சி அடைவதால் விளையும் அதன் சார்பு மின்சுமையையும் நிர்ணயித்து அறிவது அவசியமாகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, இக்கருத்தைத் தெரிவிப்பதற்கு ஹைட்ரஜன் குளோரைடில் குளோரினின் இணைதிறன் —*1* என்றும், குளோரின் ஃபுளூரைடில் அதன் இணைதிறன் +*1* என்றும் கூறுகிறோம்.

எனவே, நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் என்ற கருத்தை அயனிச் சேர்மங்களுக்கு மட்டும் உரியதாக கட்டுப்படுத்தாமல் அணு பிணைப்புகளைக் கொண்ட சேர்மங்களுக்கும் விரிவாக்கலாம்.

அணுச்சேர்மங்களில் தனிமங்களின் நேர்மின் அல்லது எதிர் மின் இணைதிறனின் மதிப்பு, பிணைப்பை உண்டாக்கும் எலெக்ட்ரான்கள் முழுவதுமாக ஏதேனும் ஒரு அணுவிலிருந்து இன்னொன்றிற்கு தனிம வரிசை அட்டவணையில் அணுக்களின் இடத்திற்கேற்ப மாற்றம் அடையும் வகையில் பிணைப்புகள் முறியும்போது அவற்றின் அயனிகள் பெறும் மின்சுமைகளைச் சார்ந்துள்ளது.

எத்திசையில் எலெக்ட்ரான்கள் இழுக்கப்படுகின்றது என்பதனை முடிவு செய்ய பின்கண்ட வழி கூறும் அடிப்படைக் கருத்துக்களைப் பயன்படுத்த வேண்டும்:

(*1*) ஒரே வரிசையில், வலது பக்கக் கோடியின் அருகிலுள்ள தனிமங்களை நோக்கி எலெக்ட்ரான்கள் இழுக்கப்படுகின்றன.

(2) முக்கிய உப தொகுதிகளில், மேல் பக்கத்தின் அருகி லுள்ள தனிமங்களை நோக்கி எலெக்ட்ரான்கள் இழுக்கப்படு கின்றன.

(3) இரண்டு ஒத்த அணுக்கள் நேரடியாக இணைக்கப்பட்டி ருப்பின், பிணைப்பு முறியும்போது எலெக்ட்ரான்கள் சமமாகப் பிரிக்கப்படும்.

(4) ஆக்ஸிஜன் எப்போதும் எதிர்மின் இணைதிறனையே (ஃபுளூரினுடன் சேர்ந்திருக்கும்போது தவிர) வெளிப்படுத்து கிறது.

(5) அலோகங்களுடனான சேர்மங்களில் ஹைட்ரஜனின் இணை திறன் நேர்மின் தன்மையது.

இவ் விதிகளை விளக்கும் பொருட்டு சல்ஃபரின் இணை திறனை அதன் பல சேர்மங்களில் காண்போம்.

தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஆறுவது தொகுதியில் ஆக்ஸி ஜன் சல்ஃபருக்கும் மேலே இருப்பதால், சல்ஃபூரிக் நீரிலியில் SO_3, எலெக்ட்ரான்கள் ஆக்ஸிஜனை நோக்கி இழுக்கப்படுகின்றன. சல்ஃபரிலிருந்து எல்லா இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களும் ஆக்ஸி ஜனுக்கு மாற்றப்பட்டு விடுமாயின், ஒவ்வொரு ஆக்ஸிஜன் அணுவும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று O^{2-} அயனிகளாக மாறுகின்றன; சல்ஃபர் அணு மொத்தமாக *6* எலெக்ட்ரான்களை இழக்கிறது. எனவே, இச் சேர்மத்தில் சல்ஃபரின் இணைதிறன் *+6*; ஆக்ஸிஜனின் இணைதிறன் *—2*.

குளோரின் சல்ஃபர் உள்ள அதே வரிசையில் வலதுபக்கமாக இருப்பதால், சல்ஃபர் டை குளோரைடில் SCl_2, எலெக்ட்ரான்கள் குளோரினை நோக்கி இழுக்கப்படுகின்றன. குளோரின் அணுக் கரு மீதுள்ள மின்சுமை சல்ஃபர் அணுக் கரு மீதான மின்சுமையை விட ஒரு அலகு அதிகமாக உள்ளது. ஒரு குளோரின் அணு ஒரு எலெக்ட்ரானை மட்டும்தான் எடுத்துக்கொள்ளும். எனவே, சல்ஃபரிலிருந்து எல்லாப் பொதுவான எலெக்ட்ரான்களும் குளோரினுக்கு மாற்றப்படுமானால், சல்ஃபர் அணு S^{2+} அயனியாக வும் குளோரின் அணு Cl^- அயனியாகவும் மாற்றம் அடைகின்றன. எனவே, சல்ஃபர் டை குளோரைடில் சல்ஃபரின் இணைதிறன் *+2*; குளோரினுடைய இணைதிறன் *—1*.

ஒரே வரிசையில் சல்ஃபர் பாஸ்பரத்துக்கு வலதுபக்கமாக இருப்பதால், பாஸ்பரஸ் பெண்டாசல்ஃபைடில் P_2S_5 எலெக்ட்ரான்கள் சல்ஃபரை நோக்கி இழுக்கப்படுகின்றன. ஒவ்வொரு சல்ஃபர் அணுவும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்ளும் ஆதலால், பாஸ்பரத்திலிருந்து மாற்றம் பெறும் எலெக்ட்ரான்கள் சல்ஃபர் அணுக்களை S^{2-} அயனிகளாக மாற்றுகின்றன. அதே சமயத்தில், இரண்டு பாஸ்பரஸ் அணுக்கள் 10 எலெக்ட்ரான்களை இழந்து P^{5+} அயனிகளை உண்டாக்குகின்றன. எனவே, பாஸ்பரஸ் பெண்டாசல்ஃபைடில் சல்ஃபரின் இணைதிறன் —2 மற்றும் பாஸ்பரத்தின் இணைதிறன் +5 ஆகும்.

இனி, பல தனிமங்களைக் கொண்ட ஒரு சிக்கலான பொருளில் ஒரு தனிமத்தினுடைய இணைதிறனின் மதிப்பு மற்றும் மின் தன்மையை எவ்வாறு கணக்கிடுவது எனக் கவனிப்போம்; இதற்கு பொருளில் பிற தனிமங்களின் இணைதிறன் தெரிந்திருக்க வேண்டும். எடுத்துக்காட்டிற்காக, போராக்சில் $Na_2B_4O_7$ போரனின் இணைதிறனை நிர்ணயிக்க வேண்டும் எனக் கொள்வோம். இச் சேர்மத்தில் ஒவ்வொரு இரண்டு சோடியம் அணுக்களுடனும் 4 போரன் அணுக்களும் 7 ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுடனும் இணைந்துள்ளன. சோடியம் அணுவின் இணைதிறன் +1; ஆக்ஸிஜனின் இணைதிறன் —2. எந்த ஒரு வேதிச் சேர்மத்திலும் அடங்கியுள்ள எல்லா அணுக்களினுடைய நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் இணைதிறன்களின் மதிப்புகளின் கூட்டுத் தொகை பூஜ்ஜியத்திற்குச் சமமாக இருக்க வேண்டும் என்பதால், பின் கண்ட சமன்பாட்டை எழுதலாம்; போரன் அணுவின் இணைதிறன் அலகுகளை x எனக் கொண்டால்,

$$2+4x-7\times 2=0$$

$$4x=12;\quad x=+3$$

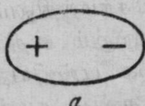
இதுபோன்றே பாஸ்பாரிக் அமிலத்தில் H_3PO_4 பாஸ்பரத்திற்கும் சால்ட்பீட்டரில் KNO_3 நைட்ரஜனுக்கும் இணைதிறனை கணக்கிடலாம்.

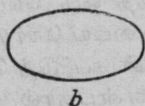
எளிய பொருள்களில் தனிமங்களின் இணைதிறன் பூஜ்ஜியமாக வைத்துக் கொள்ளப்படுகிறது.

40. முனைவு மற்றும் முனைவிலா மூலக்கூறுகள்

எல்லா மூலக்கூறுகளும் நேர்மின் சுமையுடைய துகள்களையும் —அணுக் கருக்கள்—எதிர்மின் சுமையுடைய துகள்களையும்— எலெக்ட்ரான்கள்—பெற்றுள்ளன. ஒவ்வொரு வகை துகளுக்கும்,

இம் மின் சுமைகளின் ஒருவகை 'மின் ஈர்ப்பு மையத்தைத்' தெரிவிப்பதற்கு ஒரு புள்ளியைக் கண்டறியலாம். இதுபோன்ற புள்ளிகள் மூலக்கூறின் முனைகள் (poles) எனப்படும். நேர் மற்றும் எதிர்மின் சுமைகளின் மின் ஈர்ப்பு மையங்கள் ஒரு மூலக்கூறில் ஒன்றுபடின், மூலக்கூறு **முனைவிலா** தன்மையைப் பெறும். இதற்கு இரு அணுக்களிடையே பொது எலெக்ட்ரான்களை சமமாகப் பகிர்ந்து கொண்டுள்ள ஒத்த அணுக்களைக் கொண்ட நைட்ரஜன் (N_2) மற்றும் ஆக்ஸிஜன் (O_2) மூலக் கூறுகள் மற்றும் அணு பிணைப்புகளையுடைய சீரான அமைப்பைக் கொண்ட மீத்தேன் CH_4, கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு CCl_4 போன்றவற்றின் மூலக்கூறுகள் எடுத்துக்காட்டுகளாகும். ஆனால், மூலக் கூறு சீர்மைத் தன்மையைப் பெற்றில்லாமல் இருப்பின், எடுத்துக் காட்டாக, இரண்டு வெவ்வேறான அணுக்களைப் பெற்றிருப்பின், பொதுவான எலெக்ட்ரான் இணை, முன்பே குறிப்பிட்டதுபோல், ஏதேனும் ஒரு அணுவை நோக்கி ஏறக்குறைய இழுக்கப்படுகின்றன. எனவே, மின் ஈர்ப்பு மையங்கள், நேர் மற்றும் எதிர் மின் சுமைகள் சீரற்ற முறையில் அமைந்து காணப்படுவதன் காரணமாக, ஒன்றுபடாமல் இருக்கும்; இதன் விளைவாக ஒரு **முனைவு** (polar) மூலக்கூறு உண்டாகிறது (படம் 29).





படம் 29.
முனைவு மற்றும் முனைவிலா மூலக்கூறுகள்: a—முனைமூலக்கூறு; b—முனைவிலா மூலக்கூறு

முனைவு மூலக்கூறுகள் இரு முனைகள் (dipoles) கொண்டவை. இந்த அமைப்பு, நேர் மற்றும் எதிர்மின் சுமைகளின் மின் ஈர்ப்பு மையங்கள் ஒன்றுபடாமல் இருக்கும் மின்நடுநிலை அமைப்பைக் குறிக்கும்.

வெவ்வேறு மின் சுமைகளின் மின் ஈர்ப்பு மையங்களுக்கு (ஒரு இருமுனையின் முனைகளுக்கு இடையேயான) இடையேயுள்ள தூரம் இருமுனையி நீளம் (dipole length) எனப்படும். ஒரு முனையினுடைய நீளம் மூலக்கூறின் முனைவு வீதத்தைச் சிறப்பித்துக் கூறுகிறது. எனவே, வெவ்வேறு முனைவு மூலக்கூறுகள் வெவ்வேறு இருமுனையி நீளங்களைப் பெற்றிருக்கும்; இந்நீளம் அதிகமாக இருப்பின் மூலக்கூறின் முனைவுத் தன்மையும் அதிகமாகக் காணப்படும்.

மூலக்கூறின் **இருமுனை திருப்புத் திறனை** (μ) (dipole moment) அளந்தறிவதன் மூலம் கொடுக்கப்பட்ட எந்த ஒரு மூலக்கூறுக்கும் அதன் முனைவு வீதத்தை நிர்ணயிக்க முடிகிறது. மூலக்

கூறின் இருமுனேயி நீளத்தையும் (l) அதன் முனேயின்மீதான மின் சுமையையும் (e) பெருக்கக் கிடைக்கும் பெருக்குத் தொகை இருமுனே திருப்புத் திறன் எனப்படும்.

$$\mu = le$$

இருமுனே திருப்புத் திறனின் மதிப்புகள் பொருள்களின் சில பண்புகளுடன் தொடர்பு கொண்டுள்ளன; இவற்றை சோதனே மூலம் நிர்ணயிக்கமுடியும். μ-வின் மதிப்பு எப்போதும் 10^{-18} அளவிலேயே காணப்படுகிறது; ஏனெனில் எலெக்ட்ரானின் மின் சுமை 4.803×10^{-10} நிலேமின் அலகுகள், மற்றும் இருமுனேயி நீளம் மூலக்கூறின் விட்டத்தை ஒத்த அதே மதிப்பை, அதாவது 10^{-8} செ. மீ. பெற்றுள்ளது. சில கனிமப் பொருள்களின் மூலக்கூறுகளினுடைய இருமுனே திருப்புத் திறன்கள் கீழே அட்டவணேயில் தரப்பட்டுள்ளது.

அட்டவணே 4.

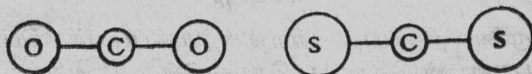
சில பொருள்களின் இருமுனே திருப்புத் திறன்கள்

	$\mu \times 10^{-18}$		$\mu \times 10^{-18}$
நைட்ரஜன்	0	ஹைட்ரஜன் புரோமைடு	0.79
ஆக்ஸிஜன்	0	ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு	0.93
கார்பன்டை-ஆக்ஸைடு	0	ஹைட்ரஜன் குளோரைடு	1.03
கார்பன்டை சல்ஃபைடு	0	சல்ஃபர்டை ஆக்ஸைடு	1.61
கார்பன் மோனுக்ஸைடு	0.11	நீர்	1.84
ஹைட்ரஜன் ஐயோடைடு	0.42	ஹைட்ரோ சயனிக் அமிலம்	2.9

இருமுனே திருப்புத் திறன்களே நிர்ணயிப்பது பல்வேறு மூலக்கூறுகளின் அமைப்புப் பற்றிய முடிவுகளே மேற்கொள்வதற்கு மிகவும் பயனுகிறது. இவற்றுள் சிலவற்றைக் கீழே காண்போம்.

எதிர்பார்ப்பதுபோல், ஆக்ஸிஜன் மற்றும் நைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளின் இருமுனே திருப்புத் திறன்கள் பூஜ்ஜியமாக உள்ளன. இப்பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் மிகவும் சரியான முறையில் சீர்மைத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன; எனவே, இவற்றிலுள்ள மின் சுமைகள் சீராக அமைக்கப்பட்டுள்ளன. கார்பன்டை

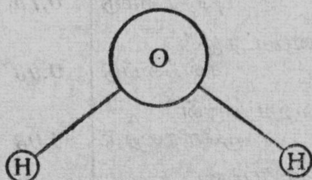
ஆக்ஸைடு மற்றும் கார்பன் டைசல்ஃபைடில் முனைவுத் தன்மை இல்லாமல் இருப்பது அவற்றின் மூலக்கூறுகளும் சீர்மைத் தன்மையுடன் உள்ளன (படம். 30) என்பதைக் காட்டுகிறது.



படம் 30.

CO_2 மற்றும் CS_2—மூலக்கூறுகளின் அமைப்பு

நீர் சிறிது அதிகமாக இருமுனைதிருப்புத்திறனைப் பெற்றிருப்பது எதிர்பார்க்கப்படாததாகும். நீரின் வாய்ப்பாடு CO_2 மற்றும் CS_2-ன் வாய்ப்பாடுகளை ஒத்திருப்பதால், நீரின் மூலக்கூறுகள் CS_2 மற்றும் CO_2-ன் மூலக்கூறுகளைப்போல அமைப்பில் சீர்மைத் தன்மையுடன் இருக்கும் என எதிர்பார்க்கலாம். இருப்பினும், நீர் மூலக்கூறுக்கு முனைவுத் தன்மை சோதனை மூலம் நிர்ணயிக்கப்பட்டிருப்பதை அடுத்து இந்த அனுமானத்தை விட்டு விடவேண்டியதுதான். தற்போது நீர் மூலக்கூறுக்கு சீர்மையற்ற ஒரு அமைப்பு கொடுக்கப்பட்டுள்ளது (படம் 31). இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் ஆக்ஸிஜன் அணுவுடன் சுமார் 105 அளவில் அவற்றின் பிணைப்புகள் மூலம் இணைந்துள்ளன.



படம் 31.

நீர்மூலக்கூறின் அமைப்பு

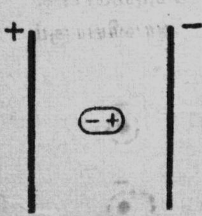
இருமுனைத் திருப்புத் திறன்களுடன் காணப்படும் இதனை ஒத்த மூலக்கூறுகளில்(H_2S, SO_2) அணுக்கருக்களின் அமைப்பு முறை இது போன்றே உள்ளது.

நீர் மூலக்கூறுகளின் முனைவுத் தன்மை அதன் பல இயற்புப் பண்புகளை விளக்குகிறது.

41. மூலக்கூறுகள் மற்றும் அயனிகளின் முனைவாக்கம் (Polarisation)

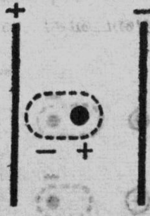
முனைவு மற்றும் முனைவிலா மூலக்கூறுகளின் அமைப்பு பற்றி மேலே கவனித்தபோது, இம்மூலக்கூறுகள் எவ்வித வெளி மின் விசைகளின் செயலுக்கும் உட்பட்டு இருக்கவில்லை என்று அனுமானித்துக்கொண்டோம். இதுபோன்ற விசைகள் மூலக்கூறுகளின் அக அமைப்பைப் பெரிதும் மாற்றக்கூடும்; எனவே அவற்றின் பண்புகளையும் மாற்றும். முக்கியமாக, முனைவிலா மூலக்கூறுகளாக இருப்பவை வெளிமின்புலத்தின் செயலினால் முனைவு மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன.

ஒரு முனைவிலா மூலக்கூறு ஒரு மின் தேக்கியினுடைய **(condenser)** இரண்டு தகடுகளுக்கு இடையே வைக்கப்படுவதாகக் கொள்வோம். (படம் 32). தகடுகளின் மின் சுமைகள் மூலக்கூறிலுள்ள மின்சுமைகளின் அமைப்பு முறையைப் பாதிக்கும் என்பது தெளிவு: நேர்மின் சுமையுடைய அணுக்கரு எதிர்மின் தகடை நோக்கியும், எலெக்ட்ரான்கள் நேர்மின் தகடை நோக்கியும் இழுக்கப்படும். இதன் விளைவாக அணுக்கருக்களைச் சார்ந்த எலெக்ட்ரான்கள் பெயர்வு அடைந்து, இதற்கு முன்பு நேர் மற்றும் எதிர் மின் சுமைகளின் ஈர்ப்பு மையங்கள் ஒன்றியிருப்பின் அவை இப்போது விலக்கம் அடைந்து மூலக்கூறை சிறிது இருமுனை திருப்புத் திறனுடைய ஒரு இருமுனையியாக மாற்றுகின்றன.



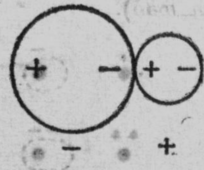
படம் 32.

மின்புலத்தில் முனைவிலா மூலக்கூறு முனைவாக்கம் பெறுதல்



படம் 33.

மின் புலத்தில் அயனி முனைவாக்கம் அடைதல்



படம் 34.

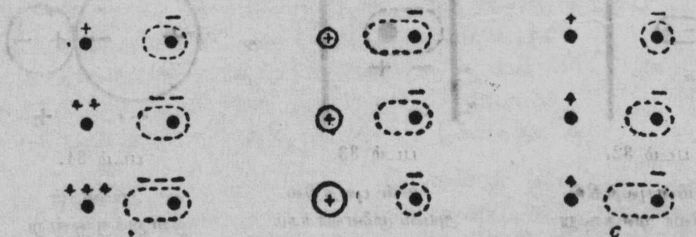
அயனிகள் ஒன்றுக்கு ஒன்று முனைவாக்கம் கொள்ளுதல்

இந்த இயற்பாட்டை மூலக்கூறின் **முனைவாக்கம்** என்றும் உண்டான இருமுனையியை **தூண்டப்பட்ட இருமுனையி** (induced **dipole)** என்றும் கூறுகிறோம். வெளி மின்புலத்தை நீக்கிவிட்டால், இருமுனையில் மறைந்து மூலக்கூறு மீண்டும் முனைவிலாத் தன்மையைப் பெறுகிறது. அயனிகளையும் மூலக்கூறுகளைப் போலவே ஒரு மின் புலத்தில் முனைவாக்கம் அடையச் செய்யலாம் (படம் 33).

ஒவ்வொரு அயனியும் ஒரு மின் சுமையைப் பெற்றிருக்கிறது எனவே, அயனியே ஒரு மின்புல மூலமாக உள்ளது. ஆகவே, எதிர்எதிர் மின்சுமைகளையுடைய அயனிகளைக்கொண்ட மூலக்கூறுகளில் அயனிகளே ஒன்றை ஒன்று முனைவாக்கம் பெறச் செய்கின்றன, நேர்மின் சுமையுடைய அயனி எதிர்மின் அயனியினுடைய எலெக்ட்ரான்களை இழுக்கிறது; அதே சமயத்தில் எதிர் மின் அயனி, நேர்மின் அயனியின் எலெக்ட்ரான்களை வெறுத்துத் தள்ளுகின்றது (படம் 34). இவ்வாறு அயனிகள் **உருத்திரிபு** **(deformed)**, அதாவது அவற்றின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்களின்

அமைப்பு மாற்றம் அடைகின்றன. எனவே, ஒரு மூலக்கூறில் இணைந்து காணப்படும் அயனிகளின் அமைப்பு தனித்தனி அயனிகளின் அமைப்பைக் காட்டிலும் பெரிதும் வேறுபட்டிருக்கும்.

அயனி மீதான மின்சுமை அதிகமாக இருப்பின், அதன் முனைவாக்கும் திறனும் அதிகமாக இருக்கும்; மற்றும் மின்சுமை மாறாமல் இருக்கும்போது, அயனியின் ஆரம் குறைந்து கொண்டே செல்வதால் முனைவாக்கச் செயல் விரைவாக அதிகரிக்கிறது; மாறாக, அயனியின் உருத் திரிபு அடையும் தன்மை அதற்குப்பின் குறைகிறது. நேர்மின் அயனிகள் எதிர்மின் அயனிகளைவிடப் பொதுவாக சிறியவைகளாக இருப்பதால், ஒரு தனி மூலக்கூறில் இரண்டு அயனிகளுக்கிடையே முனைவாக்கம் நிகழும்போது முக்கியமாக உருத்திரிபு அடைவது எதிர்மின் அயனியாகும் (படம்35).



படம் 35.

எதிர்மின் அயனிகள் முனைவாக்கம் அடைதல் :

a — நேர்மின் அயனி மீதான மின் சுமையின் முனைவாக்கத்தின் விளைவு;

b — நேர்மின் அயனியினுடைய பருமனின் முனைவாக்கத்தின் விளைவு;

c — எதிர்மின் அயனியினுடைய பருமனின் முனைவாக்கத்தின் விளைவு.

நேர்மின் சுமையுடைய ஹைட்ரஜன் அயனி எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றில்லாத மிகக் குறைந்த ஆரமுடைய ஒரு அணுக்கருவாக இருப்பதால் தீவிர முனைவாக்கம் உடையதாக உள்ளது. எலெக்ட்ரான் ஷெல் இல்லாத காரணத்தால் புரோட்டான் எதிர்மின் அயனிகளினால் வெறுத்துத் தள்ளப்படுவதில்லை; எதிர்மின் அயனிகளுடன் மிகவும் நெருக்கம் அடைகிறது. இதன் காரணமாக உருத்திரிபு பெறும் எதிர்மின் அயனிகளின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்லின் ஊடே புரோட்டான் ஊடுருவி சகப்பிணைப்பு உண்டாகுமாறு செய்கிறது. சிலமின் நடுநிலை மூலக்கூறுகளின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்லின் ஊடேயும் ஒரு புரோட்டான் ஊடுருவிச் செல்லமுடியும் என்பதையும் கவனிப்போம். இதனால் சிக்கலான நேர்மின் அயனிகளை உண்டாக்குகிறது.

அயனிகளினுடைய எலெக்ட்ரான் ஷெல்களின் உருத்திரிபு பற்றிய ஆய்வு, வேதிச் சேர்மங்களின் அமைப்புப்பற்றி மிகவும் ஆழமாகத் தெரிந்து கொள்வதற்கும் அவற்றின் பல்வேறு இயற்பு மற்றும் வேதிப் பண்புகளை விளக்குவதற்கும் வழி வகுத்தது. எடுத்துக்காட்டாக, எதிர்மின் அயனிகள் சமமற்ற உருத்திரிபு அடைதல் HCl, HBr மற்றும் HI போன்ற ஒத்த அமைப்புடைய மூலக்கூறுகளின் இருமுனை திருப்புத் திறன்கள் வேறுபட்டிருப்பதையும், சில அமிலங்கள் மற்றும் உப்புகளின் குறைந்த நிலைத் தன்மையையும் மற்றும் பல்வேறு வேதி இயற்பாடுகளையும் விளக்குகிறது. அயனிகளின் உருத்திரிபுக்கும் அவற்றின் உப்புகளினுடைய நிறத்திற்கும் இடையே ஒரு நெருங்கிய தொடர்பு இருப்பதும் கண்டறியப்பட்டுள்ளது.

6. திண்மங்களின் அமைப்பு

முன் அத்தியாயங்களில், பொருள்களின் நுண்ணிய துகள் களான அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளின் அமைப்பைப்பற்றி படித்து அறிந்தோம். பொருளின் அமைப்பைப் பற்றி விரிவான முறையில் மேலும் அறிந்துகொள்ள இத் துகள்களெல்லாம் வெவ்வேறு பொருள்களில் எவ்விதம் அமைக்கப்பட்டுள்ளன என்பதையும் பார்க்கவேண்டும்.

பொருளின் மூன்று நிலைகளுள், வாயு மற்றும் நீர்ம நிலைகளில் எடுத்துக்கொண்ட ஒரு பொருளின் துகள்கள் ஒழுங்கற்ற அறையில் அமைந்து காணப்படுவது இவ்விரு நிலைகளுக்குரிய பண்பாகும். இந்நிலைகளில் துகள்களுக்கு இடையேகாணப்படும் இடையீட்டு விசைகள் துகள்களை ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையில் நிறுத்துவதற்குப் போதுமான அளவு வலிமை வாய்ந்தவை அல்ல; எனவேதான் பொருள் ஒரு குறிப்பிட்ட வடிவைப் பெற்றிருப்ப தில்லை. மாருக, திண்மங்கள் தங்களுக்கே உரித்தான ஒரு குறிப் பிட்ட வடிவத்தைப் பெற்றுள்ளன. திண்மங்கள் இவ்வடிவத்தை அவை உள்ள இடத்தைச் சார்ந்தில்லாமல் தக்க வைத்துக்கொண் டிருக்கின்றன. திண்மங்களின் துகள்கள் ஒரு இடத்திலிருந்து வேருெரு இடத்திற்குப் பெயர்ச்சி அடையாதவாறு ஒன்ருேடு ஒன்று வலுவாகப் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. இருப்பினும், திண்மங் களிலும்கூட துகள்கள் அசைவு அடையாமல் இல்லை; ஆனால் குறிப்பிட்ட நிலையிலேயே இலேசாக அலைவு அடைகின்றன.

இந்த சுருக்கமான கருத்துரையிலிருந்து அறியப்படுவது, ஒரு பொருளை உண்டாக்கும் துகள்கள் எல்லாம் ஒரு சீரான முறையில் அமைந்து காணப்படுவது அப்பொருளின் திண்ம நிலையில்தான் என்பதாகும்.

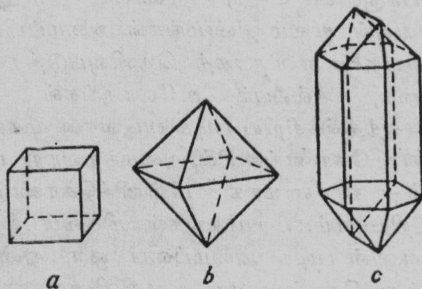
42. படிக உருவம் மற்றும் படிக உருவமற்ற பொருள்கள்.

பெரும்பாலான திண்மங்கள் அமைப்பில் படிக உருவமுடையவை. ஒரு பொருளின் ஒரு துண்டை முறித்து முறிந்த பாகத்தை ஆய்வதன் மூலம் திண்மங்கள் அமைப்பில் படிக உருவமுடையவை என்பதனை எளிதாகத் தெளிவுபடுத்தலாம். பொதுவாக (சர்க்கரை, சல்ஃபர் உலோகங்கள் ஆகியவற்றில்) முறிவடைந்த பாகத்தில் சிறிய படிக வடிவான முகங்கள் ஒன்றுக்கொன்று பல்வேறு கோணங்களில் அமைந்தவாறு பலவாறு ஒளி பிரதிபலித்தலின் காரணமாக மின்னிக்கொண்டு இருத்தலை எளிதில் கண்டறியலாம். படிகங்கள் மிகவும் சிறியவைகளாக இருப்பின் பொருளின் படிக அமைப்பை ஒரு நுண்ணோக்கியைக் கொண்டு அறிந்து கொள்ளலாம். முறிவினால் எந்தவித படிக உருவத்தையும் காட்டாத திண்மப் பொருள்களும் உள. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு சாதாரண கண்ணாடியை உடைத்தால் அதன் முறிந்த பாகம் படிக உருவமுடைய பொருளின் முறிவுகளைப் போன்று அல்லாமல், மழமழப்பாக வளைந்த புறப்பரப்புகளுடன் காணப்படும். கீல் துகள்கள் மற்றும் பிசின் போன்ற பல்வேறு பொருள்களை முறிக்கும்போதும் இதுபோன்ற அமைப்பையே காணமுடிகிறது. இதுபோன்ற பொருள்கள் எல்லாவற்றையும் படிக உருவமற்றவை என்பர்.

ஒவ்வொரு படிகப் பொருளும் ஒரு குறிப்பிட்ட வடிவுடைய படிகங்களைப் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, சாதாரண உப்பு கனச் சதுர வடிவத்திலும் (படம் 36a), படிகாரம் எண்முக வடிவத்திலும் (படம் 36b) சால்ட்பீட்டர் பட்டக வடிவத்திலும் (படம் 36c) படிகமாகும்போது படிகங்களாக வெளிப்படுகின்றன. பொருள்களின் குறிப்பிடத்தகுந்த பண்புகளில் படிக வடிவமும் ஒன்றாகும்.

படிகங்களின் சீர்மைத் தன்மையின் அளவை நிர்ணயிப்பதை அடிப்படையாகக் கொண்டு படிகப் பொருள்களை வகைப்படுத்துகிறோம். பல முகப் படிகங்களின் (Polyhedrens) பல்வேறு சீர்மை வகைகளைப் பற்றி படிகவியல் நூல்களில் விரிவாக விளக்கப்பட்டுள்ளன. இங்கு, எல்லா வகைப் படிக உருவங்களையும் ஆறுவகை **படிக இனங்களாக** (crystal systems) வகைப்படுத்துதலே போதுமானதாகும்; இவை மேலும் உட்பிரிவுகளைக் (classes) கொண்டுள்ளன. இப்படிக இனங்கள் பின்வருமாறு: (1) கன சதுரம், (2) நாற்கோணப்படிகம் அல்லது கன செவ்வகம், (3) சாய்வு சதுரம், (4) அறுகோணப்படிகம், (5) ஒரு சரிவு அச்சுப் படிகம், மற்றும் (6) முச்சரிவுப் படிகம்.

படிகவியல் அச்சுகளின் (படிகத்தினூடே ஒரு குறிப்பிட்ட முறையில் வரையப்படும் அச்சுத் தூரங்கள்) சார்பு இமைப்பு



படம் 36.

படிக வடிவங்கள்

a—சாதாரண உப்பு; b—படிகாரம்; c—சால்ட் பீட்டர்

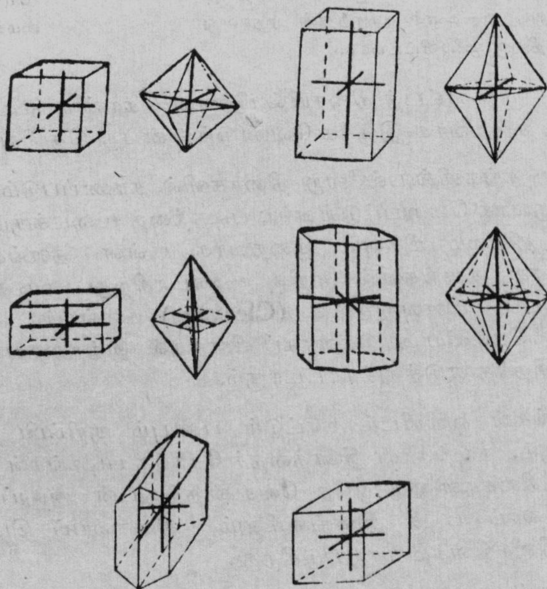
விதம் மற்றும் படிக முகங்களின் வெட்டுத் துண்டுகளின் நீளம் ஆகியவற்றினல் ஒரு படிகத்தின் இனம் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது.

படம் 37-ல் பல்வேறு படிக இனங்களின் பட்டகங்கள் மற்றும் பிரமிடுகளின் படிக வடிவங்களைக் காட்டுகிறது (தடித்த கோடுகள் சீர்மை அச்சுகளைக் குறிப்பன).

இயற்கை மற்றும் செயற்கை முறைகளில் கிடைக்கும் படிகங்கள் படம் 37-ல் காட்டியுள்ள வடிவங்களுடன் அப்படியே சரியாக ஒத்திருப்பது மிகவும் அரிது. உருகிய நிலையிலுள்ள ஒரு பொருள் திண்மமாகும்போது படிகங்கள் நெருங்கியவாறு வளர்வதால், படிகமாதல் முழுமை அடைவதில்லை. கரைசலினின்று ஒரு திண்மப் பொருள் படிகமாகும்போதும், ஒழுங்கற்ற படிகங்களே கிடைக்கின்றன; படிகமாதலின்போது படிகங்களின் வளர்ச்சி சீரான முறையில் இல்லாத காரணத்தால், இப்படிகங்கள் உருத்திரிபுடன் தோன்றுகின்றன. இருப்பினும், படிகம் எப்படி சீரற்ற முறையில் வளர்ந்து உருப் பெற்றாலும், எப்படி உருத்திரிபு அடைந்திருந்தாலும், ஒருகுறிப்பிட்ட பொருளினுடைய படிகத்தின் முகங்களுக்கு இடையேஉள்ள கோணம் எப்போதும் மாறாமலேயே இருக்கிறது. இது படிகவியலின் அடிப்படை விதிகளுள் ஒன்றாகும். இதனை **நிலையான பொதுமுகக் கோணங்கள் விதி (Law of Constancy of Interfacial Angles)** என்பர். எனவே, ஒரு படிகத்திலுள்ள பொதுமுகக் கோணங்களின் மதிப்பைக் கொண்டு அதன் படிக இனத்தையும் பிரிவையும் அறிந்து கொள்ளலாம்.

படிகப் பொருள்களின் சிறப்பியல்புகள் அவற்றின் வெளித் தோற்றத்தை மட்டும் சார்ந்திருக்கவில்லை. ஒரு பொருள் படிக நிலையில் ஒரு படித்தானதாக இருந்தபோதிலும், பிணைவுப்பண்பு, வெப்பம் கடத்துத் திறன், ஒளியிடம் காட்டும் பண்பு போன்ற இயற்பியல் பண்புகள் படிகத்தினூடே பல்வேறு திசைகளில் ஒத்திருப்பதில்லை; அதாவது படிகத்தின் பண்புகள் திசையைச் சார்ந்துள்ளன.[1]

எடுத்துக்காட்டாக, பாறை உப்பின் ஒரு கனச் சதுர படிகத்திலிருந்து ஒரே தடிப்புள்ள இரண்டு கட்டிகளை, கனசதுரத்தின் முகங்களுக்குச் செங்குத்தாக இருக்கும்படி ஒன்றையும் (பார்க்க படம் 38a), கன சதுரத்தின் ஏதாவது ஒரு முகத்தின் மூலை விட்டத்தைச் சார்ந்தவாறு மற்றொன்றையும் (பார்க்க படம் 38b)

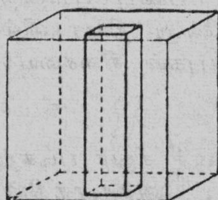


படம் 37.
படிக இனங்கள்

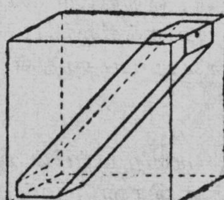
வெட்டி எடுத்துஇரண்டினுடைய இழுத்தல்விசைக்குரிய சக்தியை சோதனை செய்து பார்த்தால், முன்னதை முறிக்க 1 கி. கிராம் விசை தேவைப்படுமாயின், பின்னதை முறிக்க தேவைப்படும் விசை 2·5 கி கிராம் ஆக உள்ளது.

[1] வெக்டார் என்பது திசைச் சார்ந்த மதிப்பு

எனவே, பாறை உப்பின் படிகங்களில், படிகத்தின் முகங்களுக்குச் செங்குத்தான திசையில் துகள்கள் பிணைவு கொண்



a



b

படம் 38.
பாறை உப்பின் படிகங்களினின்று கட்டிகளை வெட்டி எடுத்தல் a—கனச் சதுர முகங்களுக்குச் செங்குத்தாக, b—கனச் சதுரத்தின் ஏதாவது ஒரு முகத்திற்கு மூலைவிட்டமாக.



படம் 39.

மெழுகு பூசிய மைக்கா தகடு.

டிருப்பது, மூலைவிட்டத் திசையில் பிணைவு கொண்டிருப்பதைவிட $2\frac{1}{2}$ மடங்கு குறைவாக இருக்க வேண்டும் என்பது தெளிவு.

பல படிகங்களில் பல்வேறு திசைகளில் காணப்படும் பிணைவு சக்தி வெகுவாக வேறுபட்டுள்ளது; படிகத்தை உடைக்கும்போது, பிணைவுத் தன்மை மிகவும் குறைவாக உள்ள தளங்களுக்குச் செங்குத்தான தளங்களில் முறிவு உண்டாகிறது. படிகங்களின் இப்பண்பைப் பிளவுறுதல் **(Cleavage)** என்பர். மைக்கா படிகங்கள் மெல்லிய தகடுகளாகப் பிளத்தல் இத்தகைய பிளவுறுதலுக்குச் சிறந்த எடுத்துக்காட்டாகும்.

படிகங்கள் ஒளியிடம் காட்டும் பண்பும் குறிப்பிடத்தகுந்ததொன்றாகும். ஒழுங்கான இனத்தைச் சேர்ந்த படிகங்கள் ஒளியை எல்லாத் திசைகளிலும் ஒரே வேக வீதத்துடன் அனுப்புகிறது; மற்ற எல்லாப் படிக இனங்களிலும், திசையைப் பொருத்து ஒளியின் திசை வேகம் மாறுபடுகிறது.

மேற்கண்டதைப் போன்ற ஒற்றுமையே வெப்பம் கடத்தும் திறனிலும் காணப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, மெழுகு பூசிய ஒரு மைக்கா தகட்டின் மீது ஒரு இடத்தில் ஒரு சூடான உலோகத் தண்டின் கூர் நுனியால் தொட்டால், தொட்ட இடத்தைச் சுற்றியுள்ள மெழுகு உருகத் தொடங்கி, உருகிய இடம் ஒரு நீள்வட்ட வடிவத்தைப் பெறுகிறது (படம் 39). இச் சோதனையிலிருந்து, மைக்கா தகடு வெவ்வேறு திசைகளில் வெவ்வேறு வேக வீதத்துடன் வெப்பத்தைக் கடத்துகிறது என அறியலாம். எனவே,

இதுவரை பார்த்ததிலிருந்து படிகப் பொருள்களின் முக்கிய சிறப்பியல்புகளுள் திசையைச் சார்ந்த பண்பும் ஒன்ருகும் என அறிகிறோம்.

படிக உருவமுடைய பொருள்களுக்கும் படிக உருவமற்ற பொருள்களுக்கும் இடையே காணப்படும் வேற்றுமை, அவை வெப்பத்தின் செயலுக்கு உட்படுவதில் நன்கு வெளிப்படுகிறது. ஒவ்வொரு படிகப் பொருளும் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் உருகி, பின் மீண்டும் அதே வெப்பநிலையில் நீர்ம நிலையிலிருந்து திண்ம நிலைக்கு மாறுகிறது. ஆனல் படிக உருவமற்ற பொருள்கள் தெளிவான குறிப்பிட்ட உருகுநிலையைப் பெற்றிருப்பதில்லை. படிக உருவமற்ற பொருளை சூடு செய்தால், அது மெதுவாக இளகி, பின் இயங்கத் தொடங்கி முடிவில் நீர்மமாக மாறுகிறது; குளிர்விக்கும் போதும் முன்னர் போலவே படிப்படியாக இறுக்கமடைகிறது. படிக உருவமற்ற பொருள் அதன் ஒரு நிலையிலிருந்து பிறிதொரு நிலைக்கு மாறும் கணத்தைக் (துல்லியமாகக்)கண்டறிவது இயலாத தொன்ருகும்.

தெளிவான உருகுநிலையைப் பெற்றில்லாத பண்போடு தொடர்பு கொண்ட வேருெரு சிறப்புப் பண்பையும் படிக உருவமற்ற பொருள்கள் பெற்றுள்ளன: படிக உருவமற்ற பொருள்களுள் பல நீர்மங்களைப் போலவே பாய்மங்களாக உள்ளன; அதாவது இவை குறைந்த விசைகளுக்கு நீண்ட நேரம் உட்படும்போது இவற்றின் வடிவத்தை படிப்படியாக மாற்றிக் கொள்ளும் தன்மையுடையனவாக உள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு கீல்(பிட்ச் pitch) துண்டை ஒரு சூடான அறையில் ஒரு சமதளத்தின் மீது வைத்திருந்தால், அது பல வாரங்களாக இயக்கம் கொண்டு தட்டு வடிவத்தைப் பெறுகிறது. ஒரு கண்ணுடிக் குழாய் அதன் இரு முனைகளினல் தாங்கப்படும்போது தொய்வு அடைகிறது. படிக உருவமற்ற பொருள்களின் உள் அமைப்புகூட திரவங்களின் அமைப்புடன் ஒத்துள்ளது. இவற்றுள் மூலக்கூறுகள் ஒழுங்கற்ற முறையில் அமைந்து காணப்படுகின்றன. இக் காரணத்தினல்தான் தற்போது படிக உருவமற்ற பொருள்கள் திரவங்கள் என்றே கருதப்படுகின்றன; திரவங்களின் பாகுத் தன்மை குளிர்ச்சி அடையும்போது வெகுவாக உயர்கிறது. படிக உருவமுடைய பொருள்கள் மட்டுமே திண்மங்கள் எனக் கருதப்படுகின்றன.

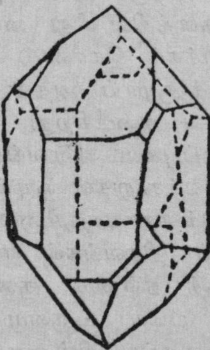
முடிவாக, ஒரே பொருள் படிக உருவத்துடனும் படிக உருவற்றதாகவும் காணப்படலாம்; இது பொருள் திண்ம நிலைக்குச் செல்லும் சூழ்நிலையைப் பொருத்து அமைகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, இயற்கையில் கிடைக்கும் குவார்ட்ஸ் கனிமம் நன்ருக உருவான SiO_2 படிகங்களைப் (படம் 40) பெற்றுள்ளது; ஆனல், அதே SiO_2 ஃபிளின்ட் கனிமத்தில் படிக உருவமற்றதாக உள்ளது. கண்ணுடியைத் தொடர்ச்சியாக சூடு செய்து மெதுவாக குளிரச் செய்தால், அது படிக உருவமற்ற நிலையிலிருந்து படிக நிலைக்கு மாறுகிறது. பிசின் போன்ற படிக உருவமற்ற பொருள்கள் கூடத் தெளிவாகப் படிக வடிவங்களில் பெறப்பட்டுள்ளன.

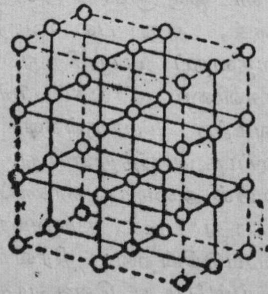
43. படிகங்களின் உள்ளமைப்பு

ஒரு படிகத்தில் மறைந்துள்ள உள்ளமைப்பின் பிரதிபலிப்பான வெளித்தோற்றம், படிகத்தின் துகள்கள் — படிகத்தை உருவாக்கும் அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் ஆகியவை புற வெளியில் குறிப்பிட்ட இடங்களில் ஒழுங்காக அமைந்திருப்பதால் தோன்றுவதாகும் என்று நீண்ட நாட்களுக்கு முன்பே கருதப் பட்டது. படிகத்தில் உள்ள துகள்களின் எல்லா இடங்களும் ஒன்று சேர்ந்த நிலையில் **புறவெளி** கூட்டமைப்பை (space lattice) அல்லது **படிகக் கூட்டமைப்பை** (Crystal lattice) உருவாக்கு கின்றன இதுவே படிக உருவமுடைய பொருளின் அமைப்பை வடிவ கணித முறைப்படி தெரிவிப்பதாக உள்ளது (படம் 41) படிகக் கூட்டு அமைப்பில் துகள்கள் அமைந்து காணப்படும் இடங்களை **கூட்டமைப்பு இடங்கள்** (Lattice points) என்பர்.

இக் கருத்துக்களின் உண்மை மிகவும் அண்மைக் காலத்தில் தான் அறியபபட்டது. படிகத்தினுல் X-கதிர்கள் பிரதிபலிக்கப் படுகின்றன எனபதையும், பிரதிபலித்தல் எந்த அளவிற்கு நிகழ் கிறது என்பதை கொண்டு படிகத்தில் துகள்கள் அமைந்துள்ள



படம் 40.
குவார்ட்ஸ் படிகம்



படம் 41.
கூடு அமைப்பு

முறையை அறிந்துகொள்ளமுடியும் என்பதையும் நிறுவிய பிறகு தான் அவ்வுண்மை நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. இதற்குப் பின்பு X-கதிர்களைக் கொண்டு, படிகங்களை ஆய்ந்தறிய மிகவும் துல்லியு

மான வசதியோடு கூடிய முறைகள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன; இம் முறைகள் ஆய்வுக்கூடங்களிலும் உலோகவியல் சம்பந்தமான தொழிற் கூடங்களிலும் வெகுவாகப் பயன்படுத்தப்பட்டு வருகின்றன.

படிகங்களை ஆய்ந்தறிவதற்கு X-கதிர்களைப் பயனுக்கியது பல படிகங்களின் புறவெளிக்கூட்டமைப்புகளின் சிறப்பியல்களை நிர்ணயிப்பதற்கு ஏதுவாயிற்று. இந்த ஆய்வுகளின் பயனுக, **பல அணுவுப் பொருள்களின்** (எடுத்துக்காட்டாக, உப்புகள்) **கூட்டமைப்பு இடங்கள் மூலக்கூறுகளால் அல்லாமல் தனித்தனியாக நேர்மின் சுமை மற்றும் எதிர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகளால் வியாபிக்கப்பட்டுள்ளன என்ற உண்மை கண்டுபிடிக்கப் பட்டது.**

இதன் தொடர்பாக, கூட்டமைப்புகளை நான்கு வகைகளாக வேறுபடுத்திக் காணலாம். அவையாவன: மூலக்கூறு, அணு, அயனி மற்றும் உலோகக் கூட்டமைப்புகளாகும்.

மூலக்கூறு கூட்டமைப்புகள் இவ்வகைக் கூட்டமைப்புகளில் கூட்டமைப்பு இடங்கள் மூலக்கூறுகளால் வியாபிக்கப்பட்டுள்ளன. முனைவிலா சேர்மங்கள் அல்லது சிறிது முனைவு கொண்ட சேர்மங்கள் மற்றும் பொதுவாக அயனிப் பிணைப்புகளைக் கொண்ட சேர்மங்களினுல் இவ்வகை கூட்டமைப்புகள் உண்டாக்கப் படுகின்றன.

அணுக்கூட்டமைப்புகள் இவ்வகைக் கூட்டமைப்பில் அமைப்பிற்குரிய அலகுகள் சகபிணைப்பினுல் இணைக்கப்பட்ட நடுநிலை அணுக்களாகும். இதுபோன்ற கூட்டமைப்புகளை வைரங்கள் போன்ற பொருள்கள பெற்றுள்ளன.

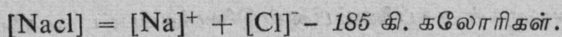
அயனிக்கூட்டமைப்புகள் இங்கு, கூட்டமைப்பு இடங்களில் நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் அயனிகள் ஒன்றை அடுத்து ஒன்று வியாபித்துள்ளன. இவ்வகை அமைப்பு அயனிச் சேர்மங்களுக்கு உரித்தானதாகும். இவற்றுள் பெரும்பாலும் எல்லா உப்புகளும், பல ஆக்ஸைடுகளும் மற்றும் பல்வேறு பொருள்களும் அடங்கும்.

உலோகக் கூட்டமைப்புகள் இவை ஒரு தனி அமைப்புடையன இதில் கூட்டமைப்பு இடங்களில் நடுநிலை அணுக்கள் அல்லாமல் நேர்மின் அயனிகள் வியாபித்துள்ளன. இவற்றிற்கிடையே தன்னிச்சையாக இயங்கும் எலெக்ட்ரான்கள் உள. உலோகங்களைப்பற்றி படிக்கும்போது உலோகக் கூட்டமைப்புகளைப்பற்றி விரிவாகக் காணலாம்.

மூலக்கூறு, அணு மற்றும் அயனி கூட்டமைப்புகளுக்கு இடையே உள்ள வேற்றுமைக்கு அவற்றிலுள்ள துகள்களின் வகை மட்டும் அல்லாது, அத்துகள்கள் இடையீடு அடையும் தன்மையும் காரணமாகும். அயனி அமைப்புகளில் நேர்மின் அயனிகளுக்கும் எதிர்மின் அயனிகளுக்கும் இடையே நிலவியிருக்கும் கூலம் விசைகளின் காரணமாகத் துகள்களுக்கு இடையே வலுவான பிணைப்பு உண்டாகிறது. இவ்விசை நடுநிலை அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளைப் பிணைக்கும் விசைகளைவிட வலுவானதாகும். இதன் காரணமாகத்தான், அயனிச் சேர்மங்கள் முனைவு அல்லது முனைவிலா மூலக்கூறுகளால் ஆக்கப்பட்ட சேர்மங்களைவிடப் பொதுவாக அதிக உருகுநிலை மற்றும் அதிகக் கடினத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன.

ஒரு படிகத்தை உருவாக்கும் துகள்களுக்கு இடையே உள்ள பிணைப்பின் வலுவைத் தெரிவிப்பதாக இருப்பது, கூட்டமைப்பை அழித்து, அமைப்பிற்குக் காரணமான துகள்கள் ஒன்றோடு ஒன்று இடையீடு செய்வது புறக்கணிக்கத் தக்கதாகும் அளவிற்கு அவற்றை பிரித்துத் தூரமாக்குவதற்கு தேவைப்படும் ஆற்றலாகும். **இவ்வாற்றலைப் படிகக்கூட்ட அமைப்பு ஆற்றல்** என்பர். இது பொருளின் ஒரு மோலுக்கு உரியதாகும். இதனைக் கிலோ கலோரிகள் அல்லது கிலோ ஜுல்கள் (**SI** முறை) மூலம் தெரிவிக்கிறோம்.

எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு மோல் **NaCl**-ஐ வாயுநிலை அயனிகளாகப் பிரிக்க 185 கி. கலோரிகள் செலவழித்தல் வேண்டும்.



$$[Nacl] = [Na]^{+} + [Cl]^{-} - 185 \text{ கி. கலோரிகள்.}$$

எனவே, வாயுநிலை அயனிகளிலிருந்து ஒரு மோல் **NaCl** உண்டாகும்போது இதே அளவு ஆற்றல் வெளிப்பட்டாக வேண்டும் என்பது தெளிவு.

ஒரு திண்மத்தின் இயற்பியல் பண்புகள் அதன் படிகக் கூட்டமைப்புடன் நெருங்கியதொடர்பைப்பெற்றுள்ளன; அதாவது அதன் அமைப்பு அலகுகளுக்கு இடையேயுள்ள பிணைப்பின் வகை மற்றும் தன்மையுடன் நெருங்கிய தொடர்பைப் பெற்றுள்ளன.

கூட்டமைப்புகள், அமைப்பில் பலவகைகளாகக் காணப்படலாம். கூட்டமைப்பின் இறுதிப் பகுதியும் அதே சமயத்தில் அமைப்பிற்குரிய எல்லா சிறப்பியல்புகளையும் தக்க வைத்துக் கொண்டும் உள்ள பகுதியை அலகுக்கூடு (**Unit Cell**) என்கிறோம். பொது வகையில் இந்த அலகுக்கூடு ஆறு இணைவகங்களைக்

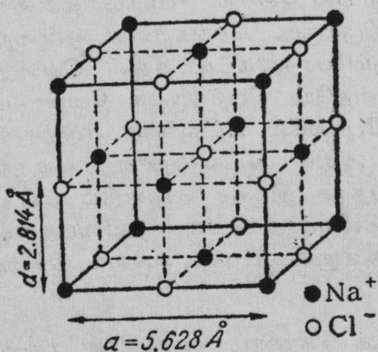
கொண்டது போன்ற ஒரு வடிவுடனும் ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கை கொண்ட துகள்களைப் பெற்றும் காணப்படும். முழுப் படிகமானது இது போன்ற பல அலகுக் கூடுகளை ஒன்றை ஒன்று அடுத்திருக்குமாறு பெற்றிருக்கும். செங்கற்களை ஒன்றை அடுத்து ஒன்றை அடுக்கி வைக்கும்போது கட்டிடத்தின் வெளித் தோற்றம் செங்கல்லின் வடிவத்தையே பெற்றிருக்க வேண்டும் என்ற அவசியம் இல்லை. அது போலவே, படிகத்தை எடுத்துக் கொண்டாலும் அதன் வடிவம் அதில் அடங்கியுள்ள அலகுக் கூட்டின் வடிவத்தை நிர்ணயிப்பதாக இருக்க வேண்டும் என்ற அவசியமில்லை. இருப்பினும் படிகவியல் அச்சுகளின் தன்மையைக் கொண்டு ஒரு படிகத்தினுடைய அலகுக் கூட்டின் வடிவை நிர்ண யிக்கலாம்.

கன சதுர அலகுக் கூட்டைக் கொண்ட ஒழுங்கான படிக இனத்தைச் சார்ந்த படிகக் கூட்டமைப்புகள் எளிய அமைப்பு களுடன் காணப்படுகின்றன.

படம் 42 சோடியம் குளோரைடினுடைய கனசதுரக் கூட் டமைப்பின் ஒரு பகுதியை, அதாவது ஒரு படிகத்திலிருந்து வெட்டி எடுக்கப்பட்ட ஒரு அலகுக் கூட்டைக் காட்டுகிறது. இது படிகத்தினூடே அயனிகள் எல்லாம் எவ்வாறு அமைந்துள்ளன என்பதைத் தெரியப்படுத்துகிறது. கூட்டமைப்பில் ஒவ்வொரு குளோரைடு அயனியைச்சுற்றியும் ஆறு சோடியம் அயனிகளும்ஒவ் வொரு சோடியம் அயனியைச் சுற்றியும் ஆறு குளோரைடு அயனி களும் உள்ளவாறு கூட்டமைப்பு இடங்கள் அமைந்துள்ளன. கூட்ட மைப்பு எல்லா திசைகளிலும் தொடர்வதாக நினைத்துக் கொண்டால் இது எளிதில் புலப்படும். சோடியம் மற்றும் குளோரைடு அயனிகள் ஒன்றோடு ஒன்று இணைந்து இணைகளாகக் காணப்படாமல் இருத்தல் இதன் சிறப்புப் பண்பாகும்; படிகத்தில் NaCl மூலக்கூறு இது என்று குறிப்பிட்டுக் கூறுமாறு எதுவும் இல்லை. மற்ற உப்புகளின் படிகங்களும் இது போன்ற அமைப் பையே பெற்றுள்ளன. வாயுநிலைப் பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் வேதியியலில் ஒரு குறிப்பிட்ட, தெளிவான பொருளைக் கொண் டுள்ளது. ஆனால் மூலக்கூறுகள் பற்றிய இக்கருத்து அயனி கூட்ட மைப்புகளை உண்டாக்கும் திண்மப்படிகப் பொருள்களுக்கு பொருந்தாது என்பது மேற்கண்டதிலிருந்து அறியப்படுகிறது.

கூட்டமைப்புகளை உண்டாக்கும் உப்புகள் மற்றும் பிற சேர்மங்களின் அமைப்பைப் பற்றிப் படிக்கும்போது, அவற்றின் படிகங்கள் அயனிகளைப் பெற்றுள்ளன எனத் தெரிந்திருந்தும், அச்சேர்மங்களால் மூலக்கூறுகளாக நிலவி இருக்கமுடியுமா

என நாம் வியப்புடன் எண்ணுவதுண்டு. உயர் வெப்ப நிலைகளில் பல்வேறு உப்புகளின் ஆவி அடர்த்தி நிர்ணயிப்பு அவற்றின் ஆவிகள் அயனிகளைப் பெற்றில்லாமல் மூலக்கூறுகளையே பெற்றுள்ளன என்ற கருத்தை வலியுறுத்துகிறது. இதனை இங்குக் குறிப்பிடுவது சிறப்பானதாகும்.

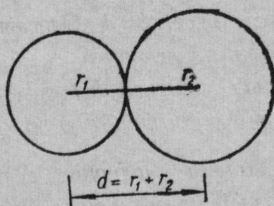


படம் 42.
சோடியம் குளோரைடின் கூட்டமைப்பு

படிகங்களின் சிறப்பியல்புகளைக் காட்டுவதாக உள்ள ஒரு மிக முக்கிய மதிப்பு, கூட்டமைப்பு மாறிலியாகும் (d). இது அலகுக் கூட்டில் பக்கம் பக்கமாக உள்ள இரண்டு துகள்களின் மையங்களுக்கு இடையே உள்ள மிகக் குறைந்த தூரத்தைக்குறிக்கும். இது பொதுவாக X-கதிர் முறைகளில் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. அலகு கன சதுரத்தின் விளிம்பு நீளம் தெரியுமாயின், ஒரு கன சதுர கூட்டமைப்பின் கூட்டமைப்பு மாறிலியை எளிதில் கணக்கிட முடியும். எடுத்துக்காட்டாக, X-கதிர் முறைகளில் நிர்ணயிக்கப்பட்ட, சோடியம் குளோரைடு படிகத்தின் கன சதுரத்தினுடைய விளிம்பு நீளம் a = 5·628Å; ஆனால் சோடியம் மற்றும் குளோரைடு அயனிகளுக்கு இடையே உள்ள தூரம் இம்மதிப்பில் பாதிதான் உள்ளது. அதாவது (d) = 2·814Å.

44. அணுக்கள் மற்றும் அயனிகளின் ஆரங்களை நிர்ணயித்தல்

படிகங்களை ஆய்வதற்கு X - கதிர்களைப் பயன்படுத்துதல், படிகங்களின் உள்ளமைப்பை நிர்ணயிப்பதற்கு முடிவதோடு அல்லாமல் படிகத்தை உண்டாக்கும் அணுக்கள் அல்லது அயனிகளின் பருமனை நிர்ணயிப்பதற்கும் முடிகிறது.



படம் 43.
படிகத்தில் அடுத்தடுத்து உள்ள துகள்கள்

இக் கணக்கீடுகளைத் தெளிவாக்க, படிகத்தை உருவாக்கும் துகள்கள் கோள வடிவுடையன என்றும் அவை ஒன்றோடு ஒன்று தொட்டுக் கொண்டு உள்ளனஎன்றும் வைத்துக்கொள்வோம் இனி, அடுத்தடுத்து உள்ள இரண்டு துகள்களின் மையங்களுக்கு இடையே உள்ள தூரம் அவற்றின் ஆரங்களின் கூட்டுத் தொகைக்குச் சமமாகும் எனக்

கொள்ளலாம் (படம் 43). துகள்கள ஒரு எளிய பொருளின் அணுக்களாக இருப்பின், அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள தூரத்தை அளந்து அறிந்து கொள்வதன் மூலம், ஓர் அணுவின் ஆரத்தை நிர்ணயிக்க முடியும்; இதன் மதிப்பு கண்டுபிடிக்கப் பட்ட தூரத்தில் ஒரு பாதியாக இருக்கும் என்பது தெளிவு. எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் உலோகத்தின் படிகக் கூட்ட அமைப்பின் மாறிலி $d = 3.78$ Å எனத் தெரியுமானால் சோடியம்

அணுவின் ஆரம் $r = \frac{d}{2} = 1.89$ Å என்றறியலாம்.

பலவகை அயனிகளின் ஆரங்களை நிர்ணயிப்பது ஓரளவிற்குச் சிரமமாக உள்ளது. இங்கு, அயனிகளின் பருமன் வித்தியாசப் பட்டிருப்பதால் (வெவ்வேறு அயனிகள்) இரு அயனிகளுக்கு இடையேயுள்ள தூரத்தை இரண்டால் வகுத்து ஆரங்களின் மதிப்பைப் பெற இயலாது. ஆனால் இரண்டில் ஏதாவது ஒன்றி னுடைய ஆரம் r, தெரியுமானால், கழித்தல் மூலம் மற்றொன்றின் ஆரத்தை எளிதில் கண்டறியலாம்.

$$r_2 = d - r_1$$

எனவே, கூட்டமைப்பு மாறிலிகளைப் பயன்படுத்தி பல வகை அயனிகளின் ஆரங்களைக் கணக்கிட, குறைந்தது ஒரு அயனியின் ஆரமாவது தெரிந்திருக்க வேண்டும். பிறகு மற்ற அயனிகளின் ஆரங்களை நிர்ணயிப்பதில் எவ்விதச் சிரமமும் இருக்காது.

ஃபுளூரைடு மற்றும் ஆக்ஸைடு (F^-; O^{2-}) அயனிகளின் ஆரங்கள் ஒளியியல் முறைகளில் மிகவும் துல்லியமாக நிர்ணயிக் கப்பட்டுள்ளன; அவற்றின் ஆரங்கள் முறையே 1·33 Å மற்றும் 1.36 Å ஆகும். இவ்வாரங்கள் பிற அயனிகளின் ஆரங்களைக் சுணக்கிடுவதற்குத் தொடக்க மதிப்பு எண்களாகப் பயன்படு கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, மக்னீசியம் ஆக்ஸைடின் **MgO** கூட்ட அமைப்பு மாறிலி = 2.10 Å என அறியப்பட்டுள்ளது. இதிலிருந்து ஆக்ஸைடு அயனியினுடைய ஆரத்தைக் கழிக்க மெக்னீசியம் அயனியின் ஆரம் கிடைக்கும்.

$$2.10 - 1.36 = 0.74 \text{ Å}$$

சோடியம் ஃபுளூரைடின் கூட்டஅமைப்பு மாறிலி 2.31 Å ஆகும். ஃபுளூரைடு அயனியின் ஆரம் 1.33 Å ஆக இருப்பதால், சோடியம் அயனியின் ஆரம், $2.31 - 1.33 = 0.98$ Å ஆகும்.

சோடியம் அயனியின் ஆரமும் சோடியம் குளோரைடின் கூட்ட மைப்பு மாறிலியும் தெரியுமாயின், குளோரைடு அயனியின் ஆரத்தை எளிதில் கணக்கிடலாம்.

இம்முறையில் பெரும்பாலான அணுக்கள் மற்றும் அயனியின் ஆரங்கள் நிர்ணயிக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 5 இம்மதிப்புகளைப் பற்றிய ஒரு பொதுக் கருத்தை தெரிவிக்கிறது.

அட்டவணை 5

சில தனிமங்களின் அணுக்கள் மற்றும் அயனிகளின் ஆரங்கள்

தனிமம்	அணுவின் ஆரம் Å	அயனியின் ஆரம் Å	அயனியின் குறியீடு
சோடியம்	1·89	0·98	Na^+
பொட்டாசியம்	2·36	1·33	K^+
ருபீடியம்	2·48	1·49	Rb^+
சீசியம்	2·68	1·65	Cs^+
மக்னீசியம்	1·60	0·74	Mg^{2+}
கால்சியம்	1·97	1·04	Ca^{2+}
பேரியம்	2·21	1·38	Ba^{2+}
ஃபுளூரின்	0·64	1·33	F^-
குளோரின்	0·99	1·81	Cl^-
புரோமின்	1·14	1·96	Br^-
அயோடின்	1·33	2·20	I^-
ஆக்ஸிஜன்	0·66	1·36	O^{2-}
சல்ஃபர்	1·04	1·82	S^{2-}

இந்தப் புள்ளி விபரங்களிலிருந்து உலோக அணு ஆரங்களின் மதிப்புகள் உலோக அயனி ஆரங்களின் மதிப்புகளை விட அதிக மாக உள்ளன என அறிகிறோம். அலோகங்களை எடுத்துக்

கொண்டால் இது எதிர்மாருக உள்ளது; அயனிகளின் ஆரங்கள் அணுக்களின் ஆரங்களைவிட அதிகமாக உள்ளன.

ஒரு படிகத்தை உண்டாக்கும் அயனிகளின் சார்பு பருமன் புறவெளி கூட்டின் அமைப்பைப் பெரிதும் பாதிக்கிறது. எடுத்துக் காட்டாக, CsCl, NaCl ஆகிய இரண்டும் வேதிப் பண்புகளில் மிகவும் ஒத்திருந்த போதிலும் வெவ்வேறு வகைக் கூட்டமைப்புகளை உண்டாக்குகின்றன; முன்னதில் ஒவ்வொரு நேர்மின் அயனியையும் எட்டு எதிர்மின் அயனிகள் சூழ்ந்துள்ளன. ஆனல் பின்னதில் ஒவ்வொரு நேர்மின் அயனியையும் ஆறு எதிர்மின் அயனிகள்தான் சூழ்ந்துள்ளன. இந்த வேறுபாட்டிற்குக் காரணம் சீசியம் மற்றும் சோடியம் அயனிகளின் பருமனில் காணப்படும் வித்தியாசமேயாகும். ஒரு படிகத்தில் சிறிய பருமனுடைய ஒவ்வொரு அயனியும் பெரிதாக உள்ள அயனிகளுக்கு இடையே உள்ள புறவெளியை நிரப்புமாறு எவ்வளவு முழுமையாக சூழ்ந் திருக்க முடியுமோ அந்த அளவிற்குச் சூழ்ந்திருக்க வேண்டும் என்று சில அனுமானங்கள் தெரிவிக்கின்றன; மாருக, நேர்மின் அயனிகளைவிட எப்போதும் பெரிதாக உள்ள எதிர்மின் அயனிகள் நேர்மின் அயனிகளைச் சுற்றியவாறு எவ்வளவு நெருக்கமாகச் சேர்ந்து இருக்க முடியுமோ அந்த அளவிற்கு நெருக்கமாகச் சேர்ந்து இருக்க வேண்டும்; இல்லை என்ருல் அமைப்பு நிலையற்றதாக இருக்கும். சீசியம் அயனியின் ஆரம் 1.65 Å ஆகவும் சோடியம் அயனியின் ஆரம் 0.98 Å ஆகக் குறைவாகவும் இருப்பதால், இரண்டாவதைவிட முதலாவதைச் சுற்றி அதிக குளோரைடு அயனிகள் சூழ்ந்து இருக்க முடியும்.

ஒரு படிகத்தில் ஒவ்வொரு நேர்மின் அயனியையும் சுற்றியுள்ள எதிர்மின் அயனிகளின் எண்ணிக்கையை கூட்டமைப்பின் ஒருங்கிணைதல் எண் என்பர். பல்வேறு படிகங்களின் அமைப்பைப் பற்றி படித்தறிவதிலிருந்து மிகவும் பொதுவாக உள்ள ஒருங்கிணைதல் எண்கள் 2, 3, 4, 6, 8 மற்றும் 12 என அறியப்படுகிறது.

45. ஒத்த வடிவுடைமை

சில பொருள்கள் இயைபில் வேறுபட்டிருப்பினும், வேதித் தன்மையில் ஒத்து, ஒரே வடிவுடையப் படிகங்களைத் தரக்கூடியதாக உள்ளன; இப்படிகங்கள் ஒத்த அல்லது பெரிதும் ஒத்த புறவெளி கூட்டமைப்பு மாறிலிகளைப் பெற்றிருப்பது இவற்றின் சிறப்பியல்புகளாகும். இது போன்ற பொருள்களை **ஒத்த வடிவுடைய பொருள்கள்** என்றும், வெவ்வேறு இயைபைப் பெற்றுள்ள

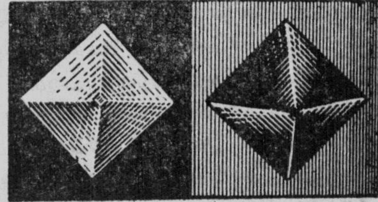
பொருள்கள் ஒத்த வடிவுடைய பொருள்களை உண்டாக்கும் இயற்பாட்டை **ஒத்த வடிவுடைமை** என்றும் கூறுகிறோம்.

கரைசலினின்று ஒருங்கே படிகமாகி **கலந்த படிகங்களை** உண்டாக்குவது ஒத்த வடிவுடைய பொருள்களுக்குரிய சிறப்புப் பண்பாகும். கலந்த படிகங்களில், கரைசலில் உள்ள ஒவ்வொரு பொருளின் அடர்வைப் பொருத்துத் தொடக்கப் பொருள்களின் அளவுகள் மாறுபட்டிருக்கும். ஒன்றோடு ஒன்று எந்தவித மதொடர்பையும் பெற்றில்லாத பொருள்களும் கரைசலிலிருந்து ஒரே சமயத்தில், படிகங்களாக வெளிப்படலாம்; ஆனால் இங்கு கிடைக்கும் படிகங்கள் கலந்த படிகங்கள் ஆகா; மாறாக, கரைசலில் எடுத்துக் கொண்ட பொருள்களினுடைய தூய படிகங்களின் கலவையாக இருக்கும்.

ஒத்த வடிவுடைய பொருள்களுக்குச் சிறந்த எடுத்துக்காட்டுகளாக பல்வேறு படிகாரங்களையும் மற்றும் ஓர் ஓரிணை திறன் உலோகத்தையும் ஒரு மூவிணை திறன் உலோகத்தையும் கொண்ட சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் இரட்டை உப்புகளையும் கூறலாம். நிறமற்ற அலுமினியப் படிகாரமும் $KAl(SO_4)_2\ 12H_2O$ ஆழ்ந்த ஊதா நிறமுடைய குரோமியப் படிகாரமும், $KCr(SO_4)_2.12H_2O$ (படம் 44) கலந்த கலவையை நீரில் கரைத்துப் படிகமாதலுக்கு விட்டால், கலந்த படிகங்கள் உண்டாகின்றன; கரைக்கப்பட்ட படிகாரங்களின் அளவைப் பொருத்து இப் படிகங்கள் இருவகைப் படிகாரங்களையும் பெற்று வெளிறிய அல்லது ஆழ்ந்த ஊதா நிறமுடன் காணப்படுகின்றன. கலந்த படிகங்கள் மாறுபட்ட இயைபைப் பெற்றிருப்பினும் முற்றிலும் ஒரு படித்தானதாக இருப்பதால், இவற்றை **திண்மக் கரைசல்கள்** என்றும் கூறுகிறோம்.

பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டும், $KClO_4$ பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டும் $KMnO_4$ ஒத்த வடிவுடைய பொருள்களுக்கு மற்றொரு எடுத்துக்காட்டாகும். இவை, ஒத்த முகங்களுக்கு இடையே உள்ள கோணங்கள் பெரிதும் ஒத்ததாக அமைந்தவாறு படிகங்களை உண்டாக்குகின்றன. ஒத்த எண்ணிக்கை நீர் மூலக்கூறுகளைக் கொண்ட ஈரிணை திறனுடைய சில சல்ஃபேட் உப்புகளும் ஒத்த வடிவுடைய பண்பைப் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டு: $MgSO_4.7H_2O$, $ZnSO_4.7H_2O$, $NiSO_4.7H_2O$. ஒத்த வடிவுடை இயற்பாடு கனிமங்களிடையே மிகவும் அதிகமாகக் காணப்படுகின்றது. எடுத்துக்காட்டாக, கலீனகனிமமும் PbS, சில்வர் கிளான்ஸ் கனிமமும் Ag_2S ஒத்த வடிவுடைய பொருள்களாக உள்ளன. இயற்கையில் கிடைக்கும் கலீன படிகங்களில்

பெரும்பாலும் Ag_2S காணப்படுகிறது; அதாவது, இவை உண்மையில் கலந்த படிகங்கள் அல்லது திண்மக்கரைசல்களாகும்.



படம் 44
அலுமினியம் மற்றும் குரோமிய படிகாரத்தின் ஒத்தவடிவுடைய படிகங்கள்

பச்சை நிறமுடைய நிக்கல் சல்ஃபேட்டின் $NiSO_4 . 7H_2O$ ஒரு படிகத்தை நூலில் கட்டி மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டின் பூரிதக் கரைசலில் தொங்கவிட்டால், இவ்விரண்டும் ஒத்த வடிவுடையதாக இருக்கும் காரணத்தினால், கரைசலில் தொங்கவிடப்பட்ட படிகம் தொடர்ந்து வளர்ந்து, மேலே மக்னீசியம்சல்ஃபேட்டினுடைய நிறமற்ற பூச்சினால் மூடப்பட்டு காணப்படும்; இப்படிகம் வளரும் போது நிக்கல் சல்ஃபேட் கரைசலிலிருந்து வளர்வது போலவே வளரும். ஒரு பொருளின் படிகங்கள் வேறொரு பொருளின் கரைசலிலிருந்து வளர்கின்ற தன்மை ஒத்த வடிவுடைய பொருள்களுக்குரிய மிகச் சிறப்பான இயல்பாகும்.

ஒத்த வடிவுடைமை இயற்பாடு 1819-ல் ஜெர்மன் நாட்டு வேதியியல் வல்லுநர் மிட்சர்லிச் என்பவரால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. ஒத்த அளவு நீர் மூலக்கூறுகளைக் கொண்ட பாஸ்ஃபாரிக் மற்றும் ஆர்சினிக் அமிலங்களின் உப்புகள் $NaHAsO_4 . 12H_2O$ மற்றும் $Na_2HPO_4 . 12H_2O$, பெரிதும் ஒத்த படிகங்களைப் பெற்றுள்ளன என்பதைக் கண்டறிந்தார். இவற்றை ஒத்த பிற உப்புகளிலும் இவ்வியற்பாட்டைக் கண்டறிந்த மிட்சர்லிச், ஒத்த வேதிப் பண்புகளையும், மூலக்கூறுகளில் ஒத்த எண்ணிக்கையுள்ள அணுக்களையும் கொண்ட பொருள்கள் எல்லாம் ஒத்த வடிவுடைய படிகங்களை உண்டாக்கும் என்ற முடிவை மேற்கொண்டார்.

ஒத்த வடிவுடைமை இயற்பாட்டின் கண்டுபிடிப்பு அப்போது சில தனிமங்களின் அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதில் முக்கியப் பங்கைப் பெற்றிருந்தது. மிட்சர்லிச்சின் கருத்துப்படி, ஒத்த வடிவுடைய பொருள்களினுடைய மூலக்கூறுகள் சம எண்ணிக்கையில் அணுக்களைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். எனவே, ஒத்த வடிவுடை பொருள்களுள் ஒன்றின் வாய்பாடு தெரியுமானால் மற்றொன்றின் வாய்பாடை நிர்ணயிக்கலாம்; ஆனால் பின்னதின் இயைபு உறுதிசெய்யப்பட்டிருக்க வேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டும் K_2SO_4 பொட்டாசியம் செலினேட்

டும் ஒத்த வடிவுடைய பொருள்கள என்ற காரணத்தினால், பொட்டாசியம் செலினேட்டின் வாய்பாடு K_4SeO_4 ஆக இருக்க வேண்டும் என மிட்சர்லிச் முடிவு கொண்டார். இவர் பொட்டாசியம் செலினேட்டின் சதவீத இயைபிலிருந்து செலினியத்தின் அணு எடையைக் கண்டறிந்தார். அலுமினியம் உப்புகள் Fe_2O_3 என்ற வாய்பாட்டைக் கொண்ட ஃபெரிக் ஆக்ஸைடினுடைய உப்புகளுடன் ஒத்த வடிவுடைமைப் பண்பைப் பெற்றிருந்ததால், அலுமினியம் ஆக்ஸைடின் வாய்பாடு Al_2O_3 ஆகத்தான் இருக்க வேண்டும் என முடிவு கொள்ளப்பட்டது. அலுமினியம் ஆக்ஸைடின் இந்த வாய்பாடு மற்றும் அதன் இயைபு ஆகியவற்றின் அடிப்படையில் அலுமினியத்தின் அணு எடை 27 என நிருபிக்கப் பட்டது.

ஒத்த வடிவுடைமைக்கும் கலந்த படிகங்கள் உண்டாவதற்கும் விளக்கம் கூறலாம். சம அளவில் மின் சுமைகளைக் கொண்ட ஒத்த பருமனுடைய அணுக்கள் அல்லது அயனிகள் படிகக் கூட்டமைப்பின் நிலைப்புத் தன்மையைப் பாதிக்காதவாறு அதில் ஒன்றையொன்று பதிலீடு செய்து கொள்ள முடிவதால்தான் மேற்குறிப்பிட்ட இயற்பாடுகள் நிகழ்கின்றன. கூட்டமைப்பின் தன்மை பெருமளவிற்கு அதனை உருவாக்கும் அயனிகளின் பருமனைப் பொருத்துள்ளது. எனவே, குளோரைடு அயனியும் புரோமைடு அயனியும் ஏறக்குறைய ஒரே அளவு ஆரங்களைப் பெற்றிருப்பதால் (முறையே *1.81 Å; 1.96 Å*), பொட்டாசியம் குளோரைடும் KCl பொட்டாசியம் புரோமைடும் KBr ஏறக்குறைய ஒத்த கூட்டமைப்புகளைப் பெற்றிருப்பதில் வியப்படைவதற்கு ஒன்றும் இல்லை. இவற்றை நீரில் கரைத்தால் இவற்றின் படிகங்கள் தனித்தனி அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. எனவே, இவ்விரண்டு உப்புகளின் கரைசல்களும் கலந்த கலவையில் K^+,Cl^-, Br^- ஆகிய அயனிகள், இருக்கும். இக்கலவைக் கரைசலிலிருந்து நீரை ஆவியாக்கினால் ஒரு குறிப்பிட்ட கணத்தில் படிகமாதல் நிகழத் தொடங்குகிறது: இருவகை எதிர்மின் அயனிகளும் (Cl^-,Br^-) ஒரே சமயத்தில் ஒவ்வொரு படிகத்தை உருவாக்குவதிலும் பங்கெடுததுக் கொள்கின்றன. இதனால் விளைவது குளோரைடு மற்றும் புரோமைடு ஆகிய இருவகை அயனிகளையும் கொண்ட கலந்த படிகங்களாகும் (அல்லது எடுத்துக் கொண்ட KCl மற்றும் KBr படிகங்கள்); இவ்வாறு உண்டாகும் படிகங்களின் அளவு கரைசலில் உள்ள அவற்றின்(ஒப்பு) சார்பு அடர்வைப் பொருத்து மாறுபடும். இவ்வாறு கரைசலில் KCl மற்றும் KBr-ன் சார்பு அளவுகளை மாற்றிக் கொண்டே செல்வதன் மூலம் பொட்டாசியம் குளோரைடை மட்டும் கொண்டுள்ள படிகங்களிலிருந்து பொட்டாசியம் புரோ

மையை மட்டும் கொண்டுள்ள படிகங்களைப் பெறுவதற்கு ஒரு தொடர்ச்சியான மாற்றத்தை உண்டாக்க முடியும்.

ஆரங்களில் அதிக அளவு வித்தியாசம் கொண்ட அயனிகள் படிகங்களில் ஒன்றை மற்றொன்று பதிலீடு செய்ய முடியாது. எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் குளோரைடும் பொட்டாசியம் குளோரைடும் ஒத்த வேதிப் பண்புகளையும் ஒத்த கூட்டமைப்புகளையும் பெற்றுள்ளன; ஆனால், பொட்டாசியம் அயனியின் ஆரம் (1.33Å) சோடியம் அயனியின் ஆரத்தைவிட (0.98Å) மிகவும் அதிகமாகவும், இவற்றின் கூட்டமைப்பு மாறிலிகள் மிகவும் மாறுபட்டிருப்பதாலும், இவை, கலந்த படிகங்களை உண்டாக்குவதில்லை. எனவே, சோடியம் குளோரைடும் பொட்டாசியம் குளோரைடும் ஒத்தவடிவுடைமை இயல்பைப் பெற்றிருக்கவில்லை எனக் கூறலாம்.

இதுவரை பார்த்ததிலிருந்து, வேதிப்பண்புகளில் ஒத்த சில பொருள்கள், சிறிதும் வித்தியாசம் இல்லாத ஒத்த வடிவுடைய படிகங்களை உண்டாக்குவதையே ஒத்த வடிவுடைமை எனக் கூறலாம். இதற்கு மாறான இயற்பாட்டை, அதாவது ஒரே பொருள் சூழ்நிலைகளுக்கேற்ப வெவ்வேறு வடிவங்களில் படிகமாதலைப் **பலவடிவுடைமை** என்பர்; இப்பண்புகளைப் பெற்றிருக்கும் பொருள்களை **பலவடிவுடைப் பொருள்கள்** எனப்படும். பலவடிவுடைப் பொருளின் ஒவ்வொரு படிகமும் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பம் மற்றும் அழுத்த எல்லைகளுக்குள்தான் நிலையாக உள்ளது.

பல வடிவுடைப் பொருளுக்கு சல்ஃபர் ஒரு சிறந்த எடுத்துக்காட்டாகும். உருகிய சல்ஃபர் திண்மமாகும்போது நீண்ட ஊசியை ஒத்த படிகங்கள் உண்டாகின்றன. இவை ஒரு சரிவு அச்சுப் படிக இனத்தைச் சேர்ந்தவை. இப்படிகங்கள் 96°C வெப்ப நிலைக்கு மேல்தான் நீண்டநேரம் நிலவி இருக்கக் கூடியவைகளாக உள்ளன; குறைந்த வெப்பநிலைகளில் இவை படிப்படியாக இயற்கை சல்ஃபரில் காணப்படும் சாய்சதுரப் படிகங்களாக மாறிவிடுகின்றன. மாறாக, சாய்சதுரப் படிகங்களை மெதுவாக 96°C-க்கு மேல் சூடு செய்தால் ஒரு சரிவு அச்சுப் படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

வெவ்வேறு படிக இனங்களில் படிகமாகும் உப்புகளும் உள. எடுத்துக்காட்டாக, சாதாரண வெப்பநிலைகளில் அம்மோனியம் நைட்ரேட் சாய்சதுரப் படிகங்களைத் தருகின்றது. 85°C-க்கு மேல் இப்படிகங்கள் வெப்பத்தை உட்கொண்டு அறுகோண இனத்தின்

ஒரு பிரிவைச் சார்ந்த படிகங்களாக மாறுகின்றன. மேலும் **125°C**-க்கு மேல் ஒழுங்கான படிக இனத்தைச் சேர்ந்த படிகங்களாக மாறுகின்றன.

பலவடிவுடைமை இயற்பாடு இயற்கையில் பரந்து காணப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, டைட்டேனியம் டை ஆக்ஸைடு TiO_2 வெவ்வேறு படிக அமைப்புடன் ருட்டைல், புரூக்கைட் மறறும் அனட்டேஸ் என்ற கனிமங்களாகக் காணப்படுகின்றது. மற்ருெரு எடுத்துக்காட்டு கால்சியம் கார்பனேட்டாகும்: கால்சைட் கனிமம் அறுகோணப் படிகங்களாகக் கிடைக்கின்றன. அரகோனைட் கனிமம் சாய்சதுரப் படிக இனத்தைச் சார்ந்தது. இவ்வாறே பிறவும்.

7. தனிம வரிசை அட்டவணையின் மேற்படி வளர்ச்சி அணுக்கரு

ரூதர்ஃபோர்டு மற்றும் போர் ஆகியவர்களின் கொள்கைகளிலிருந்து அணு அமைப்பு மற்றும் வேதியியப் பிணைப்பு பற்றிய எல்லா கொள்கைகளும் நேரிடையாகவோ அல்லது மறைமுகமாகவோ மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையின் அடிப்படையிலேயே அமைந்துள்ளன. இருப்பினும், இதன் மறுதலைக் கருத்தும் உண்மையே. அணு அமைப்புப் பற்றிய அறிமுறை மற்றும் சோதனை முறைகளினால் கண்டறியப்பட்ட கொள்கைகள் மற்றும் தொடர்புகள், ஆவர்த்தன விதி (Periodic Law) மற்றும் தனிமங்களின் ஆவர்த்தன அமைப்பு முறை பற்றிய ஆழ்ந்த உட்கருத்தைப் பெறுவதற்கு வழி வகுத்தன.

இன்றைய கருத்தின்படி, தனிமங்களினுடைய அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பின் அடிப்படையில் அமைந்த ஒரு இயற்கையான தனிமங்களின் வகையீட்டை, மெண்டலீஃபின் அட்டவணை வழங்குகிறது. எனவே, வேதியியலுக்கான தனிம வரிசை அட்டவணையின் முக்கியத்துவத்தைப் பாராட்டுவதற்கு, விரிவான முறையில் எல்லா அணுக்களினுடைய எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளையும் மற்றும் இவ்வமைப்புகள் எவ்விதம் தனிமங்களின் வேதியியப் பண்புகளைப் பாதிக்கின்றன என்பதற்கான காரணங்களையும் நாம் கவனிக்கவேண்டும். மேலும், அட்டவணையில் தனிமங்களின் இடங்களுக்கும் அவற்றின் அணுக்களினுடைய அமைப்புகளுக்கும் இடையே உள்ள தொடர்பை அறிந்து, பின் இரட்டை மற்றும் ஒற்றை வரிசைத் தனிமங்களினுடைய அணுக்களின் அமைப்புச் சிறப்பியல்புகளை உறுதிப்படுத்தவேண்டும். முடிவாக ஐசோடோப்பு என்ற இயற்பாடு பற்றியும் 'வேதியியத் தனிமம்' பற்றிய தற்கால வரைவிலக்கணம் பற்றியும் நாம் நன்கு தெரிந்து கொள்ளவேண்டும்.

46. தனிமங்களின் அணு எண்கள்

அணு அமைப்புக் கொள்கையை விவரிக்கும்போது, தனிமங்களின் X-கதிர் நிற நிரலுக்கும் அவற்றின் அணு எண்களுக்கும்

இடையேயான தொடர்பைக் குறிப்பிட்டோம். இத் தொடர்பு குறித்த ஆய்வு, அட்டவணையில் தனிமம் பெற்றிருக்கும் இடத்திலிருந்து நிர்ணயிக்கப்பட்ட அணு எண், தனிமத்தின் மிக முக்கிய மாறிலிகளுள் ஒன்றாகும் என்ற கருத்தை வெளிப்படுத்துகிறது; இது அணுக்கருவிலுள்ள நேர்மின் சுமைகளின் எண்ணிக்கையைக் காட்டுகிறது. எல்லாத் தனிமங்களினுடைய அணுக்களின் மீதுள்ள அணுக்கரு மின்சுமைகளும் X-கதிர் நிறநிரலினால் நிர்ணயிக்கப்பட்டன. இந் நிர்ணயிப்புகள், **அட்டவணையில் தனிமங்கள் எல்லாம் அவற்றின் அணுக்களின் மின் சுமைகள் அதிகரிக்கும் வரிசையில் சிறிதும் பிறழாமல் வரிசைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன** என்பதைக் காட்டிற்று.

இக் கண்டுபிடிப்பு, தனிம வரிசை அட்டவணையின் அமைப்பு முறை சரியானதே என்பதை நிரூபிப்பதற்கு மற்றுமொரு சான்றாக இருந்தது. அதே சமயத்தில், இது மெண்டலீஃப் அட்டவணையில் காணப்பட்ட தோற்ற முரண்பாட்டை, அதாவது, உயர் அணு எடைகளைக் கொண்ட சில தனிமங்கள் குறைந்த அணு எடைகளைக் கொண்ட சில தனிமங்களுக்கு முன்னால் வரிசைப்படுத்தப் பட்டிருக்கும் முரண்பாட்டை நீக்கவும் செய்தது (டெலூரியம் மற்றும் அயோடின், ஆர்கான் மற்றும் பொட்டாசியம், கோபால்ட் மற்றும் நிக்கல்). அட்டவணையில் ஒவ்வொரு தனிமத்தினுடைய இடமும் அதன் அணு எடையால் நிர்ணயிக்கப்படாமல் அணுக்கருவின் மின்சுமையால் நிர்ணயிக்கப்படுவதால் மேற்கண்ட முரண்பாடே இல்லை என்றாயிற்று. டெலூரியம் மற்றும் அயோடினுடைய அணு மின் சுமைகளின் மதிப்பீடு, முன்னதில் 52-ம் பின்னதில் 53-ம் இருப்பதைக் காட்டியது; எனவே, டெலூரியம் உயர் அணு எடையைப் பெற்றிருப்பினும், உண்மையில் அயோடினுக்கு முன்பாகத்தான் இருக்கவேண்டும். இதுபோன்றே, ஆர்கான்—பொட்டாசியம், மற்றும் நிக்கல்—கோபால்ட் ஆகியவற்றின் அணுக்கரு மின் சுமைகளும் அவை அட்டவணையில் பெற்றுள்ள வரிசை முறைக்கு முற்றிலும் ஒத்திருப்பதாக உள்ளது.

எனவே, ஒரு தனிமத்தினுடைய எல்லா பண்புகளும் மற்றும் அட்டவணையில் அதன் இடமும் அடிப்படை அளவான அணுக்கரு மின் சுமையைச் சார்ந்தே உள்ளன என அறிகிறோம். ஆகவே, தற்போது மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன விதி பின்கண்டவாறு தெரிவிக்கப்படுகிறது:

தனிமங்களின பண்புகள் அவற்றின் அணுக்களின் மீதுள்ள அணுக்கரு மின்சுமைகளுக்கு ஏற்ப ஒரு ஆவர்த்தன முறையில் திரும்பத் திரும்ப வருகின்றன.

X-கதிர் நிறநிரல் சோதனையிலிருந்து தனிமங்களின் அணு எண்களை மதிப்பீடு செய்தது மேலும் ஒரு வகையில் முக்கியத்

துவம் உடையதாக உள்ளது. இது அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனுக்கும் (அணு எண் = 1) அச்சமயத்தில் கடைசி தனிமம் எனக் கருதப்பட்ட யுரேனியத்திற்கும் (அணு எண் = 92) இடையே உள்ள மொத்த இடங்களின் எண்ணிக்கையை நிர்ணயிப்பதற்கு உதவியாக இருந்தது. அணு அமைப்புக் கொள்கை அதன் தொடக்கநிலையில் இருந்தபோது, அட்டவணையில் 43, 61, 72, 75, 85 மற்றும் 87 ஆகிய காலி இடங்கள், மேலும் கண்டுபிடிக்கப்பட வேண்டிய புதிய தனிமங்கள் உள்ளன என்பதைச் சுட்டிக்காட்டுவதாக இருந்தது. உண்மையில், 1922-ல் ஹாஃப்னியம் என்ற ஒரு புதிய தனிமம் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. இது 72-வது இடத்தைப் பெற்றது. பின் 1925-ல் 75ஆம் இடத்தை ரீனியம் நிரப்பியது; எஞ்சிய நான்கு இடங்களை நிரப்புவதற்கான தனிமங்கள் இயற்கையில் நிலவுகின்றன என்பதற்கான தக்கச் சான்றுகள் இல்லை. இருப்பினும், எல்லா நான்கு தனிமங்களும் செயற்கை முறையில் உண்டாக்கப்பட்டுள்ளன; மற்றும் பெறப்பட்ட இத்தனிமங்களின் அளவுகள் 10^{-10} — 10^{-14} கி. அளவிற்கு அதிகம் இல்லாதிருந்தும், இவற்றின் பண்புகள் நன்கு ஆய்ந்து அறியப்பட்டுள்ளன. புதியத் தனிமங்கள் **டெக்னீசியம்** (எண் 43), **புரோமெத்தியம்** (எண் 61), **ஆஸ்டடின்** (எண் 85), **ஃபிரான்சியம்** (எண் 87) என அழைக்கப்பட்டன. எனவே, தற்போது அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனுக்கும் யுரேனியத்திற்கும் இடையேயான எல்லா இடங்களும் நிரம்பியுள்ளன எனக் கருதலாம்.

இருப்பினும், அட்டவணை அமைப்பு முறை முழுமையானது அல்ல; இது யுரேனியத்தை அடுத்தும் தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டிருப்பதிலிருந்து தெளிவாகிறது. யுரேனியத்தை அடுத்து அணுக்கரு மின்சுமையின் அதிகரிப்பிற்கு ஏற்ப வரிசையாக வரும் தனிமங்கள் யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள் (transuranium elements) எனப்படும். இத்தனிமங்கள் பற்றி விரிவாகப் பிரிவு 56-ல் விவரிக்கப்படும்.

47. அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பும் ஆவர்த்தன விதியும்

ஒரு தனிமத்திலிருந்து வேறொரு தனிமத்திற்குச் செல்லும் போது பண்புகளில் உண்டாகும் படிப்படியான மாற்றம் மற்றும் அட்டவணையில் தோன்றும் சீர்மையின்மை (வரிசைகளில் வெவ்வேறு எண்ணிக்கையில் தனிமங்கள் இருத்தல், பதினன்கு அருமண் தனிமங்களின் மிக நெருங்கிய ஒற்றுமை மற்றும் பிற) ஆகியவை அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்களின் அமைப்பில் உண்டாகும் மாற்றத்தின் விளைவேயாகும். எனவே. மேற்கொண்டு படிப்பதற்கு முன்பு,

அட்டவணை 6

தனிமங்களின் அணுக்களில் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு முறை

வரிசை	அணு எண் மற்றும் தனிமத்தின் பெயர்	குறியீடு	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை						
			K	L	M	N	O	P	Q
I	1. ஹைட்ரஜன்	H	1						
	2. ஹீலியம்	He	2						
II	3. லித்தியம்	Li	2	1					
	4. பெரிலியம்	Be	2	2					
	5. போரன்	B	2	3					
	6. கார்பன்	C	2	4					
	7. நைட்ரஜன்	N	2	5					
	8. ஆக்ஸிஜன்	O	2	6					
	9. ஃபுளூரின்	F	2	7					
	10. நியான்	Ne	2	8					
III	11. சோடியம்	Na	2	8	1				
	12. மக்னீசியம்	Mg	2	8	2				
	13. அலுமினியம்	Al	2	8	3				
	14. சிலிக்கன்	Si	2	8	4				
	15. பாஸ்பரஸ்	P	2	8	5				
	16. சல்ஃபர்	S	2	8	6				
	17. குளோரின்	Cl	2	8	7				
	18. ஆர்கான்	Ar	2	8	8				
IV	19. பொட்டாசியம்	K	2	8	8	1			
	20. கால்சியம்	Ca	2	8	8	2			

வரிசை	அணு எண் மற்றும் தனிமத்தின் பெயர்	குறியீடு	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை						
			K	L	M	N	O	P	Q
	21. ஸ்காண்டியம்	Sc	2	8	8+1	2			
	22. டைட்டேனியம்	Ti	2	8	8+2	2			
	23. வனேடியம்	V	2	8	8+[illegible]	2			
	24. குரோமியம்	Cr	2	8	8+5	1			
	25. மாங்கனீஸ்	Mn	2	8	8+5	2			
	26. அயர்ன்	Fe	2	8	8+6	2			
	27. கோபால்ட்	Co	2	8	8+7	2			
	28. நிக்கல்	Ni	2	8	8+8	2			
	29. காப்பர்	Cu	2	8	18	1			
	30. சிங்க்	Zn	2	8	18	2			
	31. காலியம்	Ga	2	8	18	3			
	32. ஜெர்மானியம்	Ge	2	8	18	4			
	33. ஆர்சினிக்	As	2	8	18	5			
	34. செலினியம்	Se	2	8	18	6			
	35. புரோமின்	Br	2	8	18	7			
	36. கிரப்டான்	Kr	2	8	18	8			
V	37. ருபீடியம்	Rb	2	8	18	8	1		
	38. ஸ்ட்ரான்சியம்	Sr	2	8	18	8	2		
	39. யட்ரியம்	Y	2	8	18	8+1	2		
	40. சிர்க்கோனியம்	Zr	2	8	18	8+2	2		
	41. நியோபியம்	Nb	2	8	18	8+4	1		
	42. மாலிபடினம்	Mo	2	8	18	8+5	1		

வரிசை	அணு எண் மற்றும் தனிமத்தின் பெயர்	குறியீடு	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை						
			K	L	M	N	O		Q
	43. டெக்னீசியம்	Tc	2	8	18	8+5	2		
	44. ருத்தீனியம்	Ru	2	8	18	8+7	1		
	45. ரோடியம்	Rh	2	8	18	8+8	1		
	46. பலாடியம்	Pd	2	8	18	8+8	0		
	47. சில்வர்	Ag	2	8	18	18	1		
	48. காட்மியம்	Cd	2	8	18	18	2		
	49. இன்டியம்	In	2	8	18	18	3		
	50. டின்	Sn	2	8	18	18	4		
	51. ஆன்டிமொனி	Sb	2	8	18	18	5		
	52. டெலூரியம்	Te	2	8	18	18	6		
	53. அயோடியம்	I	2	8	18	18	7		
	54. ஸெனன்	Xe	2	8	18	18	8		
VI	55. சீஸியம்	Cs	2	8	18	18	8	1	
	56. பேரியம்	Ba	2	8	18	18	8	2	
	57. லாந்தனம்	La	2	8	18	18	8+1	2	
	58. சீரியம்	Ce	2	8	18	18+2	8	2	
	59. பிரசோடிமியம்	Pr	2	8	18	18+3	8	2	
	60. நியோடிமியம்	Nd	2	8	18	18+4	8	2	
	61. புரோமெத்தியம்	Pm	2	8	18	18+5	8	2	
	62. சமேரியம்	Sm	2	8	18	18+6	8	2	
	63. யுரோப்பியம்	Eu	2	8	18	18+7	8	2	
	64. கடோலினியம்	Gd	2	8	18	18+7	8+1	2	
	65. டெர்பியம்	Tb	2	8	18	18+9	8	2	

வரிசை	அணு எண் மற்றும் தனிமத்தின் பெயர்	குறியீடு	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை						
			K	L	M	N	O	P	Q
VI	66. டிஸ்புரோசியம்	Dy	2	8	18	18+10	8	2	
	67. ஹோல்மியம்	Ho	2	8	18	18+11	8	2	
	68. எர்மியம்	Er	2	8	18	18+12	8	2	
	69. துலியம்	Tu	2	8	18	18+13	8	2	
	70. யுட்டர்பியம்	Yb	2	8	18	18+14	8	2	
	71. லுட்டீசியம்	Lu	2	8	18	18+14	8+1	2	
	72. ஹாஃப்னியம்	Hf	2	8	18	32	8+2	2	
	73. டான்டலம்	Ta	2	8	18	32	8+3	2	
	74. டங்ஸ்டன்	W	2	8	18	32	8+4	2	
	75. ரீனியம்	Re	2	8	18	32	8+5	2	
	76. ஆஸிமியம்	Os	2	8	18	32	8+6	2	
	77. இரிடியம்	Ir	2	8	18	32	8+7	2	
	78. பிளாட்டினம்	Pt	2	8	18	32	8+9	1	
	79. கோல்டு	Au	2	8	18	32	18	1	
	80. மெர்க்குரி	Hg	2	8	18	32	18	2	
	81. தாலியம்	Tl	2	8	18	32	18	3	
	82. லெட்	Pb	2	8	18	32	18	4	
	83. பிஸிமத்	Bi	2	8	18	32	18	5	
	84. பொலோனியம்	Po	2	8	18	32	18	6	
	85. ஆஸ்டடின்	At	2	8	18	33	18	7	
	86. ரேடான்	Rn	2	8	18	32	18	8	

வரிசை	அணு எண் மற்றும் தனிமத்தின் பெயர்	குறியீடு	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை						
			K	L	M	N	O	P	Q
VII	87. ஃபிரான்சியம்	Fr	2	8	18	32	18	8	1
	88. ரேடியம்	Ra	2	8	18	32	18	8	2
	89. ஆக்டினியம்	Ac	2	8	18	32	18	8+1	2
	90. தோரியம்	Th	2	8	18	32	18	8+2	2
	91. புரோடோஆக்டினியம்	Pa	2	8	18	32	18+2	8+1	2
	92. யுரேனியம்	U	2	8	18	32	18+3	8+1	2
	93. நெப்டுனியம்	Np	2	8	18	32	18+5	8	2
	94. புளுட்டோனியம்	Pu	2	8	18	32	18+6	8	2
	95. அமெரிசியம்	Am	2	8	18	32	18+7	8	2
	96. கயுரியம்	Cm	2	8	18	32	18+7	8+1	2
	97. பெர்க்கிலியம்	Bk	2	8	18	32	18+9	8	2
	98. கலிஃபோர்னியம்	Cf	2	8	18	32	18+10	8	2
	99. ஐன்ஸ்டீனியம்	Es	2	8	18	32	18+11	8	2
	100. ஃபெர்மியம்	Fm	2	8	18	32	18+12	8	2
	101. மெண்டலீவியம்	Md	2	8	18	32	18+13	8	2
	102. நொபிலியம்	No	2	8	18	32	18+14	8	2
	103. லாரன்சியம்	Lr	2	8	18	32	18+14	8+1	2
	104. குர்ச்சட்டோவியம்	Ku	2	8	18	32	18+14	8+2	2

எல்லாத் தனிமங்களிலும் அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு முறையை நன்கு அறிந்து கொள்வது அவசியமாகும்; மற்றும், தனிமங்களின் அணு எண்கள் அதிகரிக்கும்போது எவ்வாறு அவற்றின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்கள் வளர்ந்து படிப்படியாக எலெக்ட்ரான்களால் நிரம்புகின்றன என்பதை அட்டவணை 6-ல் இருந்து அறிக.

அத்தியாயம் 4-ல் அட்டவணையின் முதல் 18 தனிமங்களின் அதாவது குறுகிய வரிசைகளிலுள்ள தனிமங்களின் அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு முறையைப்பற்றி விவரித்து மற்றும் அவற்றின் அணு அமைப்புகளின் படங்களை (படம் 24) ஆய்ந்தறிந்தோம். இத்தனிமங்களின் அணுக்களினுடைய எலெக்ட்ரான் ஷெல்கள், அணு எண்கள் அதிகரிக்கும்போது சீராக எலெக்ட்ரான்களால் நிரம்பியதை நினைவுகொள்ள வேண்டும்; அடுத்தடுத்து வரும் ஒவ்வொரு தனிமமும் அதன் வெளி ஷெல்லில் ஒரு எலெக்ட்ரானைப் பெற்று வந்தது; அல்லது ஷெல் ஏற்கெனவே நிரம்பி இருப்பின், புதியதாக வரும் எலெக்ட்ரான் அடுத்த ஷெல்லை துவக்கிற்று. இவ்வாறு, 18-வது தனிமமான ஆர்கன் அதன் முதல் அல்லது *K* ஷெல்லில் 2 எலெக்ட்ரான்களையும், இரண்டாவது அல்லது *L* ஷெல்லில் 8 எலெக்ட்ரான்களையும் மற்றும் மூன்றாவது அல்லது *M* ஷெல்லிலும் 8 எலெக்ட்ரான்களையும் பெற்றுள்ளது.

நிற நிரல் காட்டி புள்ளி விபரம், நீண்ட வரிசைத் தனிமங்களின் அணுக்களினுடைய எலெக்ட்ரான் ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்கள் மிகவும் சிக்கலான முறையில் நிரப்பப்படுகின்றன எனத் தெரிவிக்கிறது.

வெளி ஷெல்லின் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை வரம்பு எட்டாக இருப்பதால், நான்காவது வரிசையின் முதல் தனிமமான பொட்டாசியம் *M* ஷெல் 18 எலெக்ட்ரான்களை பெற முடியுமாயினும் (அணு எண் 19) ஓர் எலெக்ட்ரானைக் கொண்ட ஒரு புதிய ஷெல்லை, *N* பெறுகிறது.

கால்சியம் அணுவில் மேலும் ஓர் எலெக்ட்ரான் *N* ஷெல்லில் சேர்க்கப்படுகிறது. பிறகு *N* ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்கள் சேர்வது தற்காலிகமாக நிறுத்தி வைக்கப்படுகிறது.

நான்காவது வரிசையின் இரண்டாவது பாதியைக் குறிக்கும் ஸ்காண்டியம் தனிமத்திலிருந்து (எண் 21) காப்பர் (எண் 29) வரை. எலெக்ட்ரான்கள் படிப்படியாக *M* ஷெல்லில் சேர்க்கப்

படுகின்றன; இச்சமயத்தில் வெளி N ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை இரண்டாகவே மாருமல் இருந்து வருகிறது. குரோமியம் மற்றும் காப்பர் அணுக்களில் இவ்வெண்ணிக்கை ஒன்ருகக் குறையவும் செய்கிறது; M ஷெல் முழுமை அடைந்த பின்பே (எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை வரம்பு நிலையை எட்டியதும்) எலெக்ட்ரான்கள் N ஷெல்லை படிப்படியாக நிரப்பத் துவங்குகின்றன. இவ்வாறு நிரம்புதல், உயர் வாயு கிரிப்டானில் (எண் 36) எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்பும் வரை நிகழ்கிறது.

ருபிடியத்தில் ஆரம்பித்து (எண் 37) உயர் வாயு ஸெனனின் (எண் 54) முடியும் ஐந்தாவது வரிசையின் தனிமங்களினுடைய அணுக்களின் ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்புவது நான்காவது வரிசையின் அணுக்களில் நிரம்புவது போலவே நடைபெறுகிறது (அட்டவணை 6-ஐ காண்க).

ஆருவது வரிசை 32 தனிமங்களைப் பெற்றுள்ளது. எனவே, ஸெனன் தனிமத்திற்கும் (எண் 54) அடுத்த உயர் வாயு ரேடானுக்கும் (எண் 86) இடையே 32 எலெக்ட்ரான்கள் சேர்க்கப்பட வேண்டும். ஷெல்களில் இவ்வெலெக்ட்ரான்கள் நிரம்புதல் பின்வரும் வரிசையில் நிகழ்கிறது: சீஸியம் தனிமத்தில் (எண் 55) ஒரு ஆருவது ஷெல் P தோன்றுகிறது. இதற்கு அடுத்த தனிமமான பேரியம் (எண் 56) P ஷெல்லில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுகிறது. பிறகு, முன்பு கண்ட இரண்டு வரிசைகளில் நிகழ்வது போலவே, வெளி ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்புவது தற்காலிகமாக நிறுத்திவைக்கப்படுகிறது; மற்றும் தனிமம் லாந்தனத்தில் (எண் 57) புதிய எலெக்ட்ரான் O ஷெல்லில் சேர்க்கப்படுகிறது.

லாந்தனத்தை அடுத்து அரு-மண் தனிமங்கள் (லாந்தனைடுகள்) வருகின்றன. இத்தனிமங்களின் அணுக்களில் P ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை பேரியத்திலிருப்பது போலவே மாருமல் உள்ளது; ஆனல் N ஷெல் 32 எலெக்ட்ரான்களைப் பெறும் வரைக்கும் நிரம்புகிறது. இது யுட்டர்பியம் தனிமத்துடன் (எண் 70) நிறைவுபெறுகிறது. இதற்குப் பின்னல், லுட்டீசியம் தனிமத்திலிருந்து (எண் 71) ஆருவது வரிசையின் முடிவு வரை, ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்புவது முன்புகண்ட இரண்டு நீண்ட வரிசைகளில் நிரம்பும் அதே பொதுவான வரிசை முறைப்படியே நடைபெறுகிறது; O ஷெல் முதலில் 18 எலெக்ட்ரான்களைப் பெறும்வரை நிரம்புகிறது (தனிமம் எண் 79). பிறகு P ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்கள் மேலும் சேர்க்கப்படுகின்றன.

இவ்விதம் நிரம்புவது இந்த ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை உயர் வாயு ரேடான் (எண் 86) வரும்போது எட்டாகும் வரை நிகழ்கிறது.

ஏழாவது வரிசையில் ஒரு புதிய எலெக்ட்ரான் ஷெல், *Q* ஷெல் துவக்கப்படுகிறது. இந்த ஷெல் இந்த வரிசையின் இரண்டாவது தனிமமான ரேடியம் (எண் 88) வரை நிரப்பப்படுகிறது. இதனை அடுத்து வரும் ஆக்டினியம் தனிமத்தின் அணுவில் புதிய எலெக்ட்ரான் *P* ஷெல்லுக்குச் செல்கிறது. தோரியத்திற்குப் பிறகு, ஆறுவது வரிசையிலுள்ள லாந்தனைடு அணுக்களில் நிரம்புவது போலவே இங்கேயும் எலெக்ட்ரான்கள் தாழ்ந்து இருக்கும் *O* ஷெல்லில் நிரம்பத் தொடங்குகின்றன.

இவ்வாறு ஒவ்வொரு வரிசையிலும் ஒரு புதிய எலெக்ட்ரான் ஷெல் அமைக்கப்படுகிறது; மற்றும் அதே சமயத்தில் நீண்ட வரிசைகளில் அக ஷெல்கள் முழுமையாக நிரப்பப்படுகின்றன. எனவே **அளவில் ஒவ்வொரு அணுவிலும் உள்ள எலெக்ட்ரான் ஷெல்கள் குறிப்பிட்ட தனிமம் அமைந்துள்ள வரிசையின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக உள்ளது.**[1]

அணு எலெக்ட்ரான் ஷெல்களின் அமைப்புப் பற்றி அறியப்பட்டக் கருத்துக்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையின் அமைப்பு முறையையே பெரிதும் பாதித்தன. தனிமங்கள் வரிசைகளாகப் பிரிக்கப்பட்ட முந்தைய பாகுபாட்டில் பல மாற்றங்களுக்குக் காரணமாக உள்ளது. முந்தைய அட்டவணைகளில் ஒவ்வொரு வரிசையின் ஆரம்பத்திலும் ஒரு உயர் வாயு இருக்கும்படி, பூஜ்ஜிய தொகுதி முதல் தொகுதிக்கு I இடது பக்கமாக அமைக்கப்பட்டு இருந்தது; ஹைட்ரஜன் எந்த ஒரு வரிசையிலும் சேர்க்கப்படாமல் வெளியே இருந்தது. ஆனல், தற்போது ஒவ்வொரு புதிய வரிசையும் தொடங்கும்போது ஒரு புதிய எலெக்ட்ரான் ஷெல் ஒரு தனி இணைதிறன் எலெக்ட்ரானுடன் தொடங்க வேண்டும் என்பதும் (ஹைட்ரஜன் மற்றும் கார உலோகங்கள்) மற்றும் இந்த ஷெல் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுவதற்குரிய தனிமத்துடன் நிறைவுற்று, மிகவும் நிலையான அமைப்புக் கொண்ட உயர் வாயுக்களின் அமைப்புடன் இவ் வரிசை முடிவடைய வேண்டும் என்பதும் தெளிவு. தனிமங்கள் வரிசைகளாகப் பிரிக்கப்படும் இந்த இயற்கைப் பாகுபாட்டினல் கிடைத்த அமைப்பு முறைப்பிரிவு 28-ல் அட்டவணையில் தரப்பட்

[1] பலாடியம் அணு விதி விலக்காகும்; இதன் O ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்கள் கிடையாது. இது நான்கே எலெக்ட்ரான் ஷெல்களைத்தான் பெற்றிருக்கிறது.

டுள்ளது. இதில், பூஜ்ஜிய தொகுதியை அட்டவணையின் வலது பக்கத்தில் எட்டாவது (VIII) தொகுதியை அடுத்து இருக்கும் படி அமைக்கப்பட்டுள்ளது..[1]

அணு அமைப்புக் கொள்கை, அட்டவணையில் அரு-மண் தனிமங்களின் (58-71) இடம் பற்றிய பிரச்சனையையும் தீர்த்து வைத்துள்ளது. பண்புகளில் மிகவும் நெருங்கி ஒத்திருப்பதன் காரணமாக இத் தனிமங்களைப் பல்வேறு தொகுதிகளில் அமைக்க முடியாது. அட்டவணை 6-லிருந்து, இத்தனிமங்களின் அணுக்களில் உள்ள வேற்றுமை, அவற்றின் அக ° லெக்ட்ரான் ஷெல்களில் தான் காணப்படுகிறது என அறிகிறோம்; ஆனால் இத்தனிமங்களின் வெளி ஷெல்களில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை எல்லாவற்றிலும் சமமாகவே உள்ளது; வேதியியப் பண்புகள் முக்கியமாக இந்த வெளி எலெக்ட்ரான்களைச் சார்ந்தே உள்ளன. இக்காரணத்தினால், இப்போது அருமண் தனிமங்களை பொது அட்டவணையின் வெளியே அமைத்து, அட்டவணையில் அவற்றின் இடத்தை எண் 57 (La) - ல் ஒருங்கே சேர்த்து குறிக்கப்படுகிறது

ஆனால், இக்கொள்கையின் முக்கியச் சிறப்பாக இருப்பது, மெண்டலீஃப் காலத்தில் தெளிவில்லாதிருந்த ஆவர்த்தன விதி பற்றிய இயற்பியல் கருத்தை தெளிவுபடுத்தியதாகும். தனிமங்களின் அணுக்களினுடைய எலெக்ட்ரான் அமைப்பு அட்டவணையை நோக்கினால், அணுக்கரு மின் சுமைகள் அதிகரித்து வரும்போது வெளி ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்களின் அளவும் அதே அளவில் தொடர்ச்சியாக கூடிவருவது புலப்படும். எனவே, வேதியியத் தனிமங்களின் பண்புகளில் ஆவர்த்தன முறையில் படிப்படியான மாற்றம் நிகழ்வதற்குக் காரணம் ஒத்த எலெக்ட்ரான் தொகுதிகள் ஆவர்த்தன முறையில் திரும்பத் திரும்ப வருவதேயாகும்.

48. தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணுக்களின் அமைப்பைச் சார்ந்து காணப்படுதல்.

தற்போது, தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணுக்களினுடைய எலெக்ட்ரான் ஷெல்களைச் சார்ந்து இருத்தலை மிகவும் தெளிவாக நிர்ணயிக்க முடிகிறது. ஒவ்வொரு அணுவிலும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மற்றும் ஷெல்களில் அவற்றின் அமைப்பு முறையைக் கவனிப்பதோடு, அணுக்களின் சார்பு

[1] சில சமயங்களில், இன்றைய அட்டவணைகளில் பூஜ்ஜியத் தொகுதி எட்டாவது தொகுதியுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. இதில், பூஜ்ஜியத் தொகுதி எட்டாவது தொகுதியின் முக்கிய துணைத் தொகுதி என்றும், சரியான எட்டாவது தொகுதியை எட்டாவது தொகுதியின் இரண்டாவதான துணைத் தொகுதி என்றும் கருதப்படுகிறது.

பருமன்களையும் கவனத்தில் கொள்ள வேண்டும். இது பற்றிய கருத்து படம் 45-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது.

முதலில், ஒவ்வொரு வரிசையிலும் தனிமங்களின் பண்புகளில் படிப்படியான மாற்றம் நிகழ்வதைக் கவனிப்போம். பிரிவு 28-ல் தெரிவித்தபடி, ஒவ்வொரு வரிசையிலும் (முதல் வரிசையைத் தவிர) உலோகப் பண்புகள் வரிசையின் முதல் தனிமத்தில் தீவிரமாக உள்ளன; பின் அடுத்துவரும் தனிமங்களில் படிப்படியாகக் குறைந்து கொண்டே வந்து அலோகப் பண்புகளுக்கு வழி உண்டாகிறது; ஒவ்வொரு வரிசையும் ஒரு மாதிரி (typical) உலோகத்தில் தொடங்கி ஒரு மாதிரி (typical) அலோகத்தில் முடிவடைகிறது. இதனை அடுத்து ஒரு உயர் வாயு அமைந்துள்ளது.

H He
Li Be B C N O F Ne
Na Mg Al Si P S Cl Ar
K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr
Rb Sr Y Zr Nb Mo Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe
Cs Ba La Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Rn
Ra Ac Th U

படம் 45
அணுக்களின் சார்புப் பருமன்கள்

வரிசைகளில் தனிமங்கள் சீரான முறையில் படிப்படியான மாற்றங்களைப் பண்புகளில் காட்டுவதை பின்வருமாறு விளக்கலாம். மேலே குறிப்பிட்டது போல (பகுதி 28) உலோகங்களின் அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை வழங்கக்கூடிய திறனைப் பெற்றுள்ளன. எலெக்ட்ரான்களை வழங்கி நேர்மின் அயனிகளாக மாறுகின்றன; மாறாக, அலோகங்களின் அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக் கொள்ளக்கூடிய நிலையிலுள்ளன. எலெக்ட்ரான்களை ஏற்று எதிர்மின் அயனிகளாக மாறுகின்றன.

ஓர் அணுவிலிருந்து ஒரு எலெக்ட்ரானைப் பிரித்து அதனை நேர்மின் அயனிகளாக மாற்றுவதற்கு ஓரளவு ஆற்றல் செலவிடப்பட

வேண்டும்; இவ்வாற்றலை **அயனியாக்க ஆற்றல்** (energy of ionisation) என்கிறோம்.

ஒரு மின் புலத்தில் அணுக்களை வேக எலெக்ட்ரான்கள் கொண்டு தாக்கி அயனியாக்க ஆற்றல் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. அணுக்களை அயனியாக்கச் செய்வதற்குப் போதுமான உயர் திசை வேகத்தை எலெக்ட்ரான்கள் பெறும்போது உள்ள புலத்தின் மிகக் குறைந்தச் செறிவே எடுத்துக் கொண்ட தனிமத்தினுடைய அணுக்களின் **அயனியாக்க மின்னழுத்தம்** (ionization potential) எனப்படும். இதனை வோல்ட்டுகளில் தெரிவிக்கிறோம்.[1]

ஒவ்வொரு வரிசையிலும் ஆரம்பத்திலுள்ள தனிமங்களில் அதாவது ஹைட்ரஜன் மற்றும் கார உலோகங்களில் அயனியாக்க மின்னழுத்தம் குறைவாகவும் வரிசையின் முடிவிலுள்ள தனிமங்களில் அதாவது உயர் வாயுக்களில் அதிகமாகவும் உள்ளது. இதன் மதிப்பு தனிமங்களின் உலோகப் பண்பை அளந்தறியப் பயனுகிறது. அயனியாக்க ஆற்றல் எந்த அளவிற்கு குறைவாக இருக்கிறதோ அந்தளவிற்கு எளிதாக அணுவிலிருந்து எலெக்ட்ரான் விடுபடும்; எனவே, தனிமத்தின் உலோகப் பண்பு மிகவும் அதிகமாக இருக்கும்.

அயனியாக்க மின்னழுத்தம் மூன்று காரணிகளைச் சார்ந்து உள்ளது. அணுக்கரு மீதுள்ள மின்சுமை, அணு ஆரம் மற்றும் அணுக்கருவின் மின்புலத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் அவற்றின் அலைப் பண்புகள் காரணமாக, ஒரு சிறப்பான முறையில் உண்டாக்கும் இடையீட்டுச் செயல் ஆகியவை ஆகும். அணுக்கரு மீதுள்ள மின்சுமை அதிகமாக இருந்து மற்றும் அணு ஆரம் சிறியதாக இருப்பின் அணுக்கருவிற்கு எலெக்ட்ரான் மீதுள்ள கவர்ச்சி விசை வலுவானதாக இருக்கும் என்பது தெளிவு; எனவே, அயனியாக்க மின்னழுத்தமும் அதிகமாக இருக்கும்.

ஒவ்வொரு வரிசையிலும் தனிமங்களின் அணுக்கரு மின்சுமைகள் படிப்படியாக, கார உலோகங்களிலிருந்து உயர் வாயுக்கள் வரை அதிகரிக்கின்றன; ஆனல் அவற்றின் அணு ஆரங்கள் குறைந்து வருகின்றன. இதன் காரணமாக, அயனியாக்க மின்

[1] எலெகட்ரானின் ஆற்றலை அதன் மின்சுமை (ஏறக்குறைய $4 \cdot 8 \times 10^{-10}$ நிலைமின் அலகுகள்) மற்றும் புலத்தின் செறிவு (வோல்ட்டுகள்) ஆகிய இரண்டின் பெருக்குத் தொகையாகத் தெரிவிக்கபபடுகிறது. இவ்வாறு தெரிவிக்கப்படும் ஆற்றலின் அலகு எலெக்ட்ரன்—வோல்ட் (eV) எனப்படுகிறது; $1 eV = 1 \cdot 6 \times 10^{-12}$ எர்க்ஸ் (ஏறக்குறைய).

எனவே, எலெக்ட்ரான் — வோல்ட்டுகளில் தெரிவிக்கப்படும் அயனியாக்க ஆற்றல் வோல்ட்டுகளில் தெரிவிக்கப்படும் மின்னழுத்தத்திற்கு எண்ணளவில் சமமாக இருக்கிறது.

னழுத்தம் படிப்படியாக அதிகரித்து உலோகப் பண்புகள் குறைகின்றன. உயர் வாயுக்களின் அணு ஆரங்கள் ஹாலஜன்களினுடையதை விட அதிகமாக இருந்தபோதிலும், உயர் வாயுக்களின் அயனியாக்க ஆற்றல்கள் ஹாலஜன்களினுடையதைவிட அதிகமாகவே உள்ளன. இதற்குக் காரணம் மேற் குறிப்பிட்ட காரணிகளில் மூன்ருவது காரணியின் தீவிர எலெக்ட்ரான் இடையீட்டுச் செயலாகும்; இது ஒரு உயர் வாயுவினுடைய அணுவின் வெளி எலெக்ட்ரான் ஷெல்லை மிகவும் நிலைத் தன்மையுடையதாக்குகிறது. எனவே இந்த ஷெல்லில் இருந்து எலெக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு அதிக அளவு ஆற்றல் செலவிடப்பட வேண்டியுள்ளது.

ஓர் அலோக அணு ஓர் எலெக்ட்ரானை ஈர்த்துக் கொண்டு ஓர் உயர் வாயு அணுவின் நிலைஷெல் அமைப்பைப் பெறும்போது ஆற்றல் வெளிவிடப்படுகிறது. ஒரு கிராம் -- அணுவினுல் வெளிவிடப்படும் ஆற்றலின் அளவு தனிமங்களின் **எலெக்ட்ரான் நாட்டத்தின்** (electron affinity) அளவைத் தெரிவிப்பதாக உள்ளது. எலெக்ட்ரான் நாட்டம் அதிகமாக இருக்கும் அளவிற்கு ஏற்ப அணுவானது எலெக்ட்ரானை எளிதில் பெற முடியும். உலோகங்களின் அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக் கொள்ள முடியாத நிலையில் இருப்பதால், அவற்றின் எலெக்ட்ரான் நாட்டம் பூஜ்ஜியமாக உள்ளது. மாருக, அலோக அணுக்கள் அவற்றின் வரிசையில் உயர் வாயுக்களை நெருங்கும்போது, உயர் அளவு எலெக்ட்ரான் நாட்டத்தைப் பெறுகின்றன. எனவே, ஒவ்வொரு வரிசையின் இறுதியிலும் அலோகப் பண்புகள் மேலும் மேலும் ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன.

குறுகிய வரிசைகளிலுள்ள தனிமங்களில் உலோகப் பண்புகளிலிருந்து அலோகப் பண்புகளினுடைய மாற்றம் நிகழ்வதும் இவற்றின் அணுக்களினுடைய வெளி எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையில் உண்டாகும் மாற்றத்தோடு தொடர்பு கொண்டுள்ளது; இவை வரிசையில் முதல் தனிமத்தில் ஒன்றிலிருந்து கடைசி தனிமத்தில் எட்டாகும் வரை ஒரு சீராக அதிகரிக்கின்றன. அதே சமயத்தில் அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் வழங்கும் திறன் (உலோகப் பண்புகளைக் காட்டும் தன்மை) குறைந்து கொண்டே சென்று எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கும் திறனைப் (அலோகப் பண்புகள்) பெறுகின்றன.

லித்தியம் தனிமத்தில் ஆரம்பித்து, வெளி ஷெல்லில் குறைந்த எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் கொண்ட (நான்கிற்கும் குறைவாக) அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை இழக்கக் கூடியவை

களாகவே உள்ளன; ஒருபோதும் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்பது இல்லை எனச் சோதனை மூலம் அறியப்படுகிறது. இது போன்ற அணுக்களுக்குரிய தனிமங்களையே நாம் உலோகங்கள் என்கிறோம். மாறாக நிறைய எண்ணிக்கையில் வெளி எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அணுக்கள், எலெக்ட்ரான்களை இழக்கக்கூடியவைகளாக இருந்தபோதிலும், அவற்றை மிகவும் எளிதின் பெறச் செய்கின்றன. இவற்றின் வெளி ஷெல்லில் முன்பே அதிக எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பின் இவற்றின் எலெக்ட்ரான் ஏற்கும் தன்மை மிகவும் எளிதாக உள்ளது. இப்பண்பை அலோகங்களின் அணுக்கள் பெற்றுள்ளன.

நீண்ட வரிசைகளில் பண்புகளில் உண்டாகும் படிப்படியான மாற்றம் முழுமையாக குறுகிய வரிசைகளில் நிகழ்வதுபோலவே நிகழ்கிறது; உலோகப்பண்புகள் மட்டும்தான் மிகவும் மெதுவாகக் குறைகின்றன. இதற்குக் காரணம் வெளி எலெக்ட்ரான் ஷெல் வளர்ச்சி அடைவது குறைந்த சீர்மையுடன் நிகழ்வதேயாகும். ஏனெனில், வரிசையின் மூன்றுவது தனிமத்திலிருந்து அதன் முதல் பாதியின் இறுதிவரை, எலெக்ட்ரான்கள் முழுமை பெறாத ஈற்றியல் ஷெல்லில் நிரம்புகின்றன; ஆறுவது வரிசையிலுள்ள அரு-மண் தனிமங்களை எடுத்துக்கொண்டால் எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்புவது ஈற்றயல் ஷெல்லிலும் அல்ல; நிரம்புவது ஈற்றயல் ஷெல்லுக்கும் அடுத்த ஷெல்லிலாகும். எனவே, வரிசையின் முதல் பாதியிலுள்ள தனிமங்கள் அவற்றின் அணுக்களினுடைய வெளி ஷெல்லில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களுக்கு மேல் பெற்றிருப்பதில்லை. மற்றும் ஓங்கிய உலோகப் பண்புகளைச் (எலெக்ட்ரான் நாட்டம் பூஜ்ஜியமாகும்) சிறப்பாகக் கொண்டுள்ளன. இத் தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள் மிகச் சிறிதளவே குறைகின்றன: மற்றும் இவற்றின் அயனியாக்க மின் அழுத்தங்கள் பெரிதும் அதிகமாவதே கிடையாது. இக் காரணத்தினால் இவற்றின் உலோகப் பண்புகள் மிகவும் மெதுவாகவே குறைகின்றன. வரிசையின் இரண்டாவது பாதியில்தான் வெளி எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை குறுகிய வரிசைகளில் அதிகரிப்பது போன்றே அதிகரிக்கிறது. உலோகப் பண்புகள் படிப்படியாக அலோகப் பண்புகளுக்கு இடம் அளிக்கின்றன. வரிசை ஒரு உயர் வாயுவுடன் முடிகிறது.

அணுக்களின் அமைப்பு மற்றும் அவற்றின் வேதியியப் பண்புகளுக்கு இடையேயான மேற்கண்ட தொடர்பு மிகவும் முக்கியம் வாய்ந்தது. அணுவின் வேதியியப் பண்புகளுக்கு முக்கிய காரணமாக இருப்பவை வெளி ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களே

என அறிகிறோம். ஈற்றயல் ஷெல்லின் அமைப்பு வேதியியப் பண்புகளை மிகக் குறைந்த அளவே பாதிக்கிறது. சான்றாக, நீண்ட வரிசைத் தனிமங்கள் வேதியியத் தன்மையில் மிகக் குறைந்த அளவே வேறுபடுகின்றன. (**Cr, Mn, Fe, Co, Ni**); இவற்றின் அணுக்களின் ஈற்றயல் ஷெல்லில்தான் எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்புகின்றன. இருப்பினும், ஈற்றயல் ஷெல் எலெக்ட்ரான்களால் நிரப்பப்பட்டதும், தனிமங்களின் பண்புகள் ஒருகுறிப்பிட்ட திசையில் மாற்றம் பெறுகின்றன. முடிவாக, அரு–மண் தனிமங்களின் மிக நெருங்கிய ஒற்றுமை, மூன்றாவது-வெளி ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மாற்றம் பெறுவது அணுவின் வேதியியப்பண்புகளை மிகமிகக் குறைந்த அளவே பாதிக்கச் செய்கிறது என்பதைக் காட்டுகிறது. இருப்பினும், இங்கேயும், எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிப்பது மிகக் குறைவாக இருப்பினும், பண்புகளில் ஒரு படிப்படியான மாற்றத்தை உண்டாக்குகிறது; எடுத்துக்காட்டாக, அணு எண் 58 (சீரியம்)-லிருந்து அணு எண் 71 (லுட்டீசியம்) வரையான தனிமங்களினுடைய காரங்களின் அயனி வலிவு குறைந்து வருவது இதனை விளக்கும்.

அட்டவணை செங்குத்தாக ஒன்பது பிரிவுகளைக் கொண்டுள்ளது. ஒவ்வொன்றும் ஒரு குறிப்பிட்ட தொகுதியின் தனிமங்களைப் பெற்றுள்ளது. தொகுதி எண் அத் தொகுதியிலுள்ள தனிமங்களின் உச்சவரம்பு நேர்மின் இணைதிறனைக் (ஆக்ஸிஜன் இணைதிறன் எனப்படுகிறது) குறிக்கும். இம் மதிபபை அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு முறையுடன் ஒப்பிட்டால், குறுகிய வரிசைகளிலுள்ள எல்லாத் தனிமங்களிலும் (ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஃபுளூரின் தவிர) உச்ச வரம்பு இணைதிறன் சரியாக வெளி ஷெல்லில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையுடன் சமமாக இருப்பதைக் காணலாம்

இவ்வகையில் நீண்ட வரிசைகள் சிறிது வேறுபட்டுள்ளன. குறுகிய வரிசைத் தனிமங்களின் அணுக்களில் ஈற்றயல் ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை 2 அல்லது 8 ஆக உள்ளது. இவை, இவற்றின் வெளி எலெக்ட்ரான்களை இழந்த பிறகு அயனிகளாக மாறி உயர் வாயுக்களின் நிலையான அமைப்பைப் பெறுகின்றன; எனவே இவை மேலும் எலெக்ட்ரான்களை இழக்க முடியாது. ஆனால், நீண்ட வரிசைகளில், முதல் இரண்டு தனிமங்கள் மட்டும்தான் அவற்றின் ஈற்றயல் ஷெல்களில் 8 எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. அடுத்துவரும் தனிமங்களின் அணுக்களில் ஈற்றயல் ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின்

எண்ணிக்கை 18-ஐ எட்டும் வரை (வரிசையின் இரண்டாவது பாதியின் முதல் தனிமம்) படிப்படியாக அதிகரிக்கிறது. ஆனால் 18 எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட ஒரு ஷெல், 8 எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட ஷெல்லின் நிலைத்தன்மையையே பெரிதும் ஒத்துள்ளது. எனவே, 18 எலெக்ட்ரான்களை ஈற்றயல் ஷெல்லில் கொண்ட அணுக்கள் அவற்றின் வெளி எலெக்ட்ரான்களை இழக்கும்போது நிலையான ஷெல்களைக் கொண்ட அயனிகளாக மாறுகின்றன (எ. கா. Cu, Zn, Ga,). எனவே, ஒவ்வொரு நீண்ட வரிசையிலும் உள்ள இரண்டாவது பாதியைச் சேர்ந்த, ஈற்றயல் ஷெல்லில் 18 எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அணுக்களின் உச்ச வரம்பு இணைதிறன் (ஈற்றயல் ஷெல்லில் 2 அல்லது 8 எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அணுக்களின் இணைதிறனைப் போல) அவற்றின் வெளி ஷெல்லில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக உள்ளது.*

ஈற்றயல் ஷெல்லில் எட்டுக்கும் அதி மாகவும் பதினெட்டுக்கும் குறைவாகவும் எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கும் மீதம்உள்ள நீண்ட வரிசைத் தனிமங்களை எடுத்துக் கொண்டால், அவை, வெளி எலெக்ட்ரான்களை இழப்பதோடு ஈற்றயல் ஷெல்லில் இருந்தும் பகுதி அளவு எலெக்ட்ரான்களை இழக்கக்கூடியவைகளாக இருக்கின்றன; ஈற்றயல் ஷெல்லிலிருந்து இழக்கப்படும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அந்த ஷெல் 8 எலெக்ட்ரான்களுடன் நிலைத் தன்மையைப் பெறுமாறு அமைந்துள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, ஸ்கான்டியம் (எண் 21) மொத்தமாக 3 எலெக்ட்ரான்களையும், டைட்டேனியம் 4 எலெக்ட்ரான்களையும்' மற்றும் வனேடியம் 5 எலெக்ட்ரான்களையும் இழக்கக் கூடியவைகளாக உள்ளன. இழக்கக் கூடிய மொத்த எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, இத் தனிமங்களின் தொகுதி எண்ணால் குறிப்பிடப்படும் உச்சவரம்பு இணைதிறனை நிர்ணயிக்கிறது. **

அணு அமைப்புக் கொள்கை தோன்றுவதற்கு நீண்ட காலத்திற்கு முன்பு, ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜன்-நியம உச்சவரம்பு இணைதிறனுக்கும் அதன் ஹைட்ரஜன்-நியம இணைதிறனுக்கும் இடையே ஒரு குறிப்பிட்ட தொடர்பு நிலவி இருக்கிறது என்றும் இவ்விருவகை இணைதிறன்களின் கூட்டுத்தொகை எட்டுக்குச் சமமாக உள்ளது என்றும் கருதப்பட்டது.

* இதற்கு விலக்காக இருப்பவை காப்பர், சில்வர் மற்றும் கோல்டு ஆகும். இவற்றின் வெளி-ஷெல்லில் ஒரு எலெக்ட்ரான் மட்டும் இருந்தபோதிலும் இவற்றின் உச்ச வரம்பு இணைதிறன் 2 மற்றும் 3-க்குச் சமமாக உள்ளது.

** இது எட்டாவது தொகுதித் தனிமங்களுக்குப் பொருந்துவது இல்லை.

இத் தொடர்பை இணைதிறன் பற்றிய எலெக்ட்ரான் கொள்கையின் அடிப்படையில் மிகவும் எளிதாக விளக்கலாம். ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களில் எல்லாத் தனிமங்களினுடைய (ஃபுளுரின் தவிர) அணுக்களும் நேர்மின் சுமைகளுடனும் ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களில் எதிர்மின் சுமைகளுடனும் காணப்படுவதால், ஆக்ஸிஜன்-நியம இணைதிறன் நேர்மின் இணைதிறன் என்பது தெளிவாகும். இது இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்கள் இழக்கப்படுவதால் அல்லது இடப் பெயர்ச்சி செய்யப்படுவதால் உண்டாகிறது; மாறாக ஹைட்ரஜன்-நியம இணைதிறன் எதிர்மின் இணைதிறனாகும். இது வெளி ஷெல்லில் நிலையான எட்டு எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுவதற்காக அணு எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக் கொள்வதால் உண்டாகிறது. இவ்விரு வகை இணைதிறன்களின் கூட்டுத்தொகை எட்டுக்குச் சமமாகும் என்பது தெளிவு.

இருப்பினும், இவ்விதி ஹைட்ரஜனுடன்கூடி வாயுநிலைச் சேர்மங்களை உண்டாக்கும் அலோகங்களுக்கு மட்டும்தான் சரியாக உள்ளது என்பதைக் கவனிக்க வேண்டும்.

ஹைட்ரஜனுடன் கூடி திண்மச் சேர்மங்களை உண்டாக்கும் சில உலோகங்களும் உள்ளன. இவற்றில் உலோகம் நேர்மின் சுமையுடனும் ஹைட்ரஜன் எதிர்மின் சுமையுடனும் காணப்படுகின்றன. இதில், உலோகத்தின் ஹைட்ரஜன்-நியம இணைதிறன் நேர்மின் தன்மையுடையது; மற்றும் இது ஆக்ஸிஜன்-நியம இணைதிறனுக்குச் சமமாக உள்ளது.

பிரிவு 28-ல் குறிப்பிட்டது போன்று, தனிம வரிசை அட்டவணையில், நான்காவது வரிசையிலிருந்து ஆரம்பமாகும் ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் உள்ள தனிமங்கள் இரண்டு துணைத் தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன: ஓங்கிய உலோகப் பண்புகளையுடைய தனிமங்களைக் கொண்ட ஒரு இரட்டைத் துணைத் தொகுதி மற்றும் குறைந்த உலோகப் பண்புகளையுடைய அல்லது ஓங்கிய அலோகப் பண்புகளையுடைய தனிமங்களைக் கொண்ட ஓர் ஒற்றைத் துணைத் தொகுதி.

இரட்டை மற்றும் ஒற்றைப்படை துணைத் தொகுதித் தனிமங்கள் பண்புகளில் வேறுப்பட்டிருப்பது அவற்றின் அணுக்களின் அமைப்பு முறையினால் உண்டாவதாகும். இரட்டைப்படைத் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களினுடைய அணுக்களின் வெளி ஷெல்லில் இரண்டுக்கு மேற்பட்ட எலெக்ட்ரான்கள் எப்போதும் இருப்பதில்லை; ஆனால், ஒற்றைப்படைத்துணைத் தொகுதி தனிமங்களினுடைய அணுக்களின் வெளி ஷெல்லில் 7 எலெக்ட்ரான்கள் வரையும் காணப்படுகின்றன. **எனவே, இரட்டைப்படைத்**

துணைத் தொகுதித் தனிமங்கள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள் வது இல்லை. இப்பண்பு இவற்றை உலோகங்களாகச் சிறப்பிக் கின்றது.

ஒற்றைப்படைத் துணைத் தொகுதிகளும் உலோகங்களைப்பெற் றிருக்கலாம்: ஆனல், முக்கியமாக எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கும் தனிமங்களே, அதாவது அலோகங்களே இதில் அடங்கும்.

முக்கியத் துணைத் தொகுதிகளில் அடங்கும் தனிமங்களின் உலோகப் பண்புகள், அணு எண்கள் அதிகரிப்பிற்கேற்ப அதிகரிப்பதையும், அவற்றின் அணுக்களினுடைய அமைப்பைக் கொண்டு எளிதின் விளக்கலாம். அணு எண்கள் அதிகரிக்கும் போது, இத்தனிமங்களின் அணுக்கரு மின் சுமை அதிகரித்த போதிலும், அதே சமயத்தில் இவற்றின் அணுக்களில் எலெக்ட் ரான் ஷெல்களின் எண்ணிக்கையும் மற்றும் வெளி எலெக்ட்ரான் களை வெறுத்துத் தள்ளும் இந்த ஷெல்களின் வெறுக்கும் தன்மை யும் அதிகரிக்கின்றன. இவற்றின் அணு ஆரங்களும் பெருமள விற்கு அதிகரித்து அயனியாக்க மின் அழுத்தங்களைக் குறையச் செய்கின்றன. எனவே அலோகப் பண்புகளையும் குறைக்கின்றன.

49. கதிரியக்கத் தனிமங்களும் அவற்றின் சிதைவும்.

ஆவர்த்தன அமைப்பு முறையைப்பற்றி கவனித்து வரும் போது, இதுவரை கதிரியக்கத் தனிமங்கள் மற்றும் அட்டவணை யில் அவற்றிற்கான இடங்கள் பற்றி எதுவும் கூறப்படவில்லை. இதனைப் பற்றி விளக்கமாகக் கூறுவதற்கு, கதிரியக்க இயற் பாட்டைப் பற்றி அத்தியாயம் 4-ல் பார்த்ததற்கும் அதிகமாக விரிவான முறையில் கவனித்து அறிந்து கொள்ள வேண்டும்.

1896-ல் யுரேனியம் மற்றும் 1898-ல் ரேடியம் ஆகியத் தனிமங் களின் கதிரியக்கத் தன்மையைக் கண்டறிந்த பிறகு, தோரியம், பொலோனியம், ஆக்டினியம் மற்றும் பல்வேறு தனிமங்களும் கதிரியக்கத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன என கண்டுபிடிக்கப் பட்டது. கதிரியக்கத் தனிமங்கள் சாதாரண தனிமங்களினுடைய எல்லாப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ளன; இவை குறிப்பிட்ட அணு எடைகளைப் பெற்றுள்ளன; அட்டவணையில் இவற்றின் இடங் களுக்கு ஏற்ப வேதியியச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன; மற்றும் சிறப்பான நிறநிரல்களைத் தருகின்றன. ஆனல், எல்லாத் தனி மங்களுக்கும் பொதுவான இப்பண்புகளோடு, நீண்ட காலத்திற்கு

ஆற்றலை வெளி வீசும் ஒரு குறிப்பிட்ட திறனையும் இவை பெற்றுள்ளன.[1]

கதிரியக்கத் தனிமங்களின் அணுக்கள் நிலையற்றவை; இவைப் படிப்படியாகச் சிதைந்து புதிய அணுக்களை உண்டாக்குகின்றன. இப்புதிய அணுக்கள் மூல அணுக்களின் பண்புகளிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளன. (எடுத்துக்காட்டாக, ரேடியம் உலோகத்தின் அணுக்கள் ரேடான் மற்றும் ஹீலியம் உயர் வாயுக்களாகச் சிதைகின்றன. அணுக்கள் சிதையும்போது, சிதையும் அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்கு ஏற்ப அளவுகளில், ஆல்ஃபா மற்றும் பீட்டா துகள்கள் வெளி வீசப்படுகின்றன. காமாக் கதிர்கள் வீசப்படுவது ஒரு இரண்டாவதான இயற்பாடேயாகும். இது, சில சமயங்களில் ஆல்ஃபா அழிவை அடுத்தும் மற்றும் பெரும்பாலும் பீட்டா அழிவை அடுத்தும் நிகழ்கிறது. இதற்குக் காரணம் புதியதாக உண்டான தனிமங்களின் அணுக்கருக்கள் கிளர்வுற்ற நிலையிலிருந்து இயல்பு நிலைக்குச் செல்வதேயாகும்.

நீண்ட கால நேரங்களுக்குக் கதிரியக்கப் பொருள்களிலிருந்து ஆற்றல் வெளி வீசப்படுவது, மேலோடு பார்க்கும் போது, ஆற்றல் அழியாமை விதிக்கு முரண்பாடாக இருப்பது போலத் தோன்றுகிறது. உண்மையில் முரண்பாடே கிடையாது; ஏனெனில், வீசப்படும் ஆற்றல் அணுக்களின் அக ஆற்றலாக இருப்பதால், அணுக்கள் வேறு புதிய அணுக்களாக மாறும்போது அவற்றிலுள்ள அக ஆற்றல் குறைகிறது.

கதிரியக்கத் தனிமங்களின் அணுக்கள் சிதை தை அடுத்து நிகழும் ஆற்றல் மாற்றம் சாதாரண வேதியிய வினைகளில் நிகழும் ஆற்றல் மாற்றத்தைவிட மிக அதிகமாக உள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு கிராம் ரேடியம் முழுவதும் சிதையும்போது, $3.7+10^6$ கி. கலோரி வெப்பம், அதாவது, ஒரு கிராம் நிலக்கரி எரியும்போது வெளிப்படும் வெப்பத்தைப் போன்று ஏறக்குறைய 500,000 மடங்கு அதிகமான வெப்பம், வெளியிடப்படுகிறது என கணக்கிடப்பட்டுள்ளது. இதன் காரணமாகத்தான் கதிரி

[1] கதிரியக்கத் தனிமங்களிலிருந்து வீசப்படும் கதிர்கள் மூவகைப்படும்: ஆல்ஃபா கதிர்கள், பீட்டாக் கதிர்கள் மற்றும் காமாக் கதிர்கள், ஆல்ஃபாக் கதிர்கள் இரண்டு நேர்மின் சுமைகளைக் கொண்ட ஹீலியம் அயனிகளின் கற்றை, பீட்டாக் கதிர்கள் எலெக்ட்ரான்களின் கற்றை; காமாக் கதிர்களுக்கு மின்சுமை கிடையாது. ஆனால் இவை X-கதிர்களைப் போல, ஒளியின் திசை வேகத்தில் செல்லும் மின் காந்த அலைகளாகும்.

யக்கச் சிதைவு எல்லா வெப்ப நிலைகளிலும் ஒரே மாதிரியாக பாதிக்கப்படாமல் நிகழ்கிறது.

கதிரியக்கத் தனிமங்களின் சிதைவு வீதம் மிகப் பெருமளவில் வித்தியாசப்படுகிறது. **இது கதிரியக்க மாறிலியினால்** (radio active constant) நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. இது, உண்மையில் உள்ள கதிரியக்கத் தனிமத்தின் அணுக்களின் மொத்த எண்ணிக்கையில் ஒரு நொடியில் சிதைவுறுவதைக் குறிக்கும். கதிரியக்க மாறிலி எந்த அளவிற்கு அதிகமாக இருக்கிறதோ அந்த அளவிற்குத் தனிமம் சிதையும் வேகமும் அதிகமாக இருக்கும்.

சிதையும் வேகவீதம் தொடர்ச்சியாக மாறிலியாக இருப்பதில்லை. கதிரியக்கச் சிதைவு வினையை ஆய்ந்து நோக்கினால், **ஒரு குறிப்பிட்ட நேரத்தில் சிதையும் ஒரு கதிரியக்கத் தனிமத்தின் அணுக்களின் அளவு அந்நேரத்தில் உண்மையில் இருக்கும் அணுக்களின் அளவுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் உள்ளது** என அறியப்படுகிறது. எனவே, எடுத்துக் கொண்ட கதிரியக்கத் தனிமத்தின் அளவில் ஒரு பாதி ஒரு குறிப்பிட்ட நேர அளவில் சிதைவதாகக் கொண்டால், எஞ்சியிருப்பதில் பாதி அடுத்த சம அளவு நேரத்தில் சிதையும்; இதற்குப் பிறகு இதே நேரத்தில் சிதையும் அளவு முன்பு சிதைந்த அளவில் பாதியாக இருக்கும்.

எடுத்துக்காட்டாக, ரேடான் சிதையும்போது எடுத்துக் கொண்ட அளவில் ஒரு பாதி 3.85 நாட்களுக்குப் பிறகு தங்குகிறது என்றும் பிறகு $\frac{1}{4}$ அளவு அடுத்த 3.85 நாட்களுக்குப் பிறகு தங்குகிறது என்றும், பிறகு $\frac{1}{8}$ அளவு என்றும் கண்டறியப் பட்டுள்ளது.

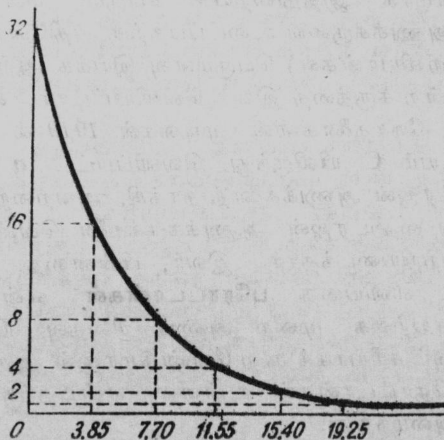
ரேடான் சிதைவுறும் வேக வீதத்தை வரைப்படமாக படம் 46-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. இங்கு நேரம் கிடை அச்சிலும் ரேடானின் அளவு செங்குத்து அச்சிலும் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டுள்ளன.

ஒரு கதிரியக்கத் தனிமம் அதன் தொடக்க அளவிலிருந்து பாதியாகச் சிதைவுறுவதற்கு எடுத்துக் கொள்ளும் காலத்தை **பாதிச் சிதைவுக் காலம்** (half-life period) என்கிறோம். இம் மதிப்பு தனிமத்தின் வாழ்நாளை நிர்ணயிக்கிறது. இம்மதிப்பு பல்வேறு கதிரியக்கத் தனிமங்களுக்கு ஒரு நொடியின் பகுதியளவிலிருந்து பல மில்லியன் வருடங்கள் வரைக்கான வீச்சு எல்லையில் மாறுபட்டுக் காணப்படுகிறது. முக்கியமாக, ரேடியத்தின் பாதிச் சிதைவுக் காலம் 1,620 வருடங்களாகும்; அதாவது ரேடியத்தின்

எந்த ஒரு குறிப்பிட்ட அளவாக இருப்பினும அதில் பாதியாகக் குறைவதற்கு 1,620 வருடங்கள் ஆகும்.

50. அணுக்கருவின் அமைப்பு

இயற்கையில் காணப்படும் கதிரியக்கத் தனிமங்கள் (மிகச் சில விதி விலக்குடன்) மிகவும் கனமானவைகளாகவும் மற்றும்



படம் 46.

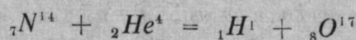
ரேடானின் சிதைவு வேக வீதம்

அட்டவணையின் கோடியில் அமைக்கப்பட்டவைகளாகவும் உள்ளன. இலேசான தனிமங்களில், ஒரு விதியாகவே, எவ்விதக் கதிரியக்கமும் கண்டறியப்படவில்லை. இதனை விளக்கும் பொருட்டு அணுக்கருவின் அமைப்பைச் சுருக்கமாக ஆய்ந்தறிவோம். அணுக் கருவின் சிக்கலான அமைப்பை முதன் முதலாக கதிரியக்க இயற் பாட்டினல் அறிய நேர்ந்தது. கன அணுக்களின் அணுக்கருக்கள் சிக்கலான அமைப்பு முறையைக் கொண்டவை என்பதும் அவை தாளுகவே சிதைந்து ஹீலியம் அணுக்கருக்கள் மற்றும் எலெக்ட் ரான்களை வெளிவிடுகின்றன என்பதும் கதிரியக்க வினை மாற்றங் களினல் நிரூபிக்கப்படுகின்றன. எனவே, கதிரியக்கத் தனிமங்கள் அல்லாதவற்றின் அணுக்கருக்களும் சிக்கலான அமைப்பு முறை யைப் பெற்றிருக்க வேண்டும் எனக் கருதப்பட்டது. இக்கருத் தினைச் சரிபார்ப்பதற்கான மிகவும் முக்கியமான முறையாக இருப்பது செயற்கை முறையில் அணுக்கருவைச் சிதையச் செய் வதும் மற்றும் அப்போது உண்டாகும் புதிய துகள்களைப் பற்றி

ஆய்ந்தறிவதும் ஆகும். ஆனால், கதிரியக்கம் அற்ற தனிமங்கள் மிகவும் நிலைத்த தன்மை கொண்டவைகளாகவும் அப்போது அறியப்பட்டிருந்த எவ்விதச் செயல்களினாலும் பாதிப்படையாத வைகளாகவும் இருந்தன.

இந்நிலைமை பயனில்லாதது போல் இருந்தது. இருப்பினும், மிகக் குறுகிய காலத்தில், ரூதர்ஃபோர்டு என்பவரின் கூர் அறிவு காரணமாக இத்துறையில் பெரும் முன்னேற்றங்கள் ஏற்பட்டன. அணுக்கருவை உடைப்பதற்கு அதிவேக ஆல்ஃபாத் துகள்களின் (ஹீலியான்கள்) பெருமளவு இயக்க ஆற்றலைப் பயன் படுத்தலாம் என்ற கருத்தை இவர் வெளியிட்டார். நைட்ரஜனுட னான இவரது சோதனைகளின் முடிவுகள் 1919-ல் வெளியிடப் பட்டன. ரேடியம் C யிலிருந்து வெளிப்பட்ட a துகள்களைக் கொண்டு நைட்ரஜன் அணுக்களைத் தாக்கி, அவற்றை உடைத்து அவற்றிலிருந்து ஹைட்ரஜன் அணுக்கருக்களை வெளிக் கொண்டு வருவதில் வெற்றியடைந்தார். இவர், பின்னதை, அணுக்கருக் களில் மிகவும் எளியதை **புரோட்டான்கள்** என்றழைத்தார். இவ்வாறு, செயற்கை முறை அணுச் சிதைவு நிறைவேற்றப் பட்டது; மிகவும் சரியாகக் கூற வேண்டுமானால் இதுவே அணுக் கருக்களில் புரோட்டான்கள் உள்ளன என்பதற்கான முதல் அறிகுறியாக அமைந்தது.

ரூதர்ஃபோர்டின் தொடர்ச்சியான சோதனைகள் மற்றும் பிற ஆய்வுகள், அயோடின் வரை உள்ள எல்லா இலேசான தனிமங் களில் இருந்தும் புரோட்டான்களை வெளிக்கொண்டு வர முடியும் என நிரூபித்தன. மேலும் புதிய அணுக்கருக்கள் உண்டாகும் போது எப்போதும் புரோட்டான்களும் உடன் உண்டாகின்றன என அறியப்பட்டது. எடுத்துக்காட்டாக, நைட்ரஜன் அணுக் கருக்களுடன் a - துகள்களின் மோதலைப்பற்றி ஆய்ந்தபோது, ஒரு புரோட்டான் மற்றும் நிறை எண் 17 உடைய (ஆக்ஸிஜன் ஐசோடோப்பு) ஒரு அணுக்கரு ஆகிய இரண்டு புதிய துகள்கள் உண்டாவது கண்டறியப்பட்டது. இதனைப் பின்வரும் சமன் பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம். *



$${}_{7}N^{14} + {}_{2}He^{4} = {}_{1}H^{1} + {}_{8}O^{17}$$

* ஒப்புக்கொள்ளப்பட்ட முறைப்படி, தனிமத்தின் குறியீட்டின் மேலே வலது பக்கம் உள்ள எண் அணுக்கருவின் எடையையும் கீழே இடப்பக்கமுள்ள எண் அணு எண்ணையும் அதாவது அணுக்கருவின் மின்னேற்றத்தையும் காட்டுகிறது.

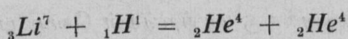
இதுபோன்ற அணுக்கரு மாற்றங்கள் வேறு பல தனிமங்களுக்கும் கண்டறியப்பட்டன.

கதிரியக்கத் தனிமங்கள் மற்றும் அவற்றின் சிதைவு விளை பொருள்கள் பற்றிய ரூதர்ஃபோர்டின் ஆய்வுகள், அணுக்கருக்கள் ஆல்ஃபாத் துகள்கள் (ஹீலியம் அணுக்கருக்கள்),புரோட்டான்கள் மற்றும் எலெக்ட்ரான்கள் ஆகியவற்றைப் பெற்றுள்ளன எனக் கருதும்படிச் செய்தன. ஆனால் ஹீலியம் அணுக்கரு நான்கு புரோட்டான்களால் ஆனது எனக் காட்ட முடியுமாதலால், அணுக்கருக்கள் எல்லாம் புரோட்டான்கள் மற்றும் எலெக்ட்ரான்களால் ஆனவை என்ற முடிவு தானாகவே வெளிப்படுகிறது.

முதலில் கதிரியக்கத் தனிமங்களிலிருந்து வெளிப்பட்ட ஆல்ஃபாத் துகள்களைக் கொண்டு மட்டும் தான் அணுக்கருக்களைச் சிதைவுறும்படிச் செய்யப்பட்டது. ஆய்வு நடத்துபவர்கள் எடுத்துக் கொள்ளும் பொருள்களின் மிகக் குறைந்த அளவு மற்றும் *a* துகள் உண்டாக்கும் தாக்குதல்களின் மிக மிகக் குறைந்த சத விகிதத்தையும் நோக்கும்போது, இது போன்ற தாக்குதல்களினால் விளையும் செயல்திறம் மிக மிகக் குறைவாக இருக்க வேண்டும் என்பது தெளிவு. அணுக்கரு வினைகள் சம்பந்தமான மேற்படி ஆய்வுகளை நடத்துவதற்கு மிகவும் சக்திவாய்ந்த மின்சுமை கொண்ட துகள்களின் கற்றையைப் பெறுவதற்கான சில சிறப்பான கருவிகள் தேவைப்பட்டன.

இதற்கான முதல் கருவிகள் இந்த நூற்றாண்டின் முப்பதுக்கும் மேலான ஆண்டுகளின் ஆரம்பத்தில் அமைக்கப்பட்டன. இதில் *a* துகள்களுக்குப் பதிலாக, ஒரு வெற்றிட மின்னிறக்க குழாயில் பல மில்லியன் வோல்ட்டுகள் அளவு மின்னழுத்தத்தைப் பயனாக்கிச் சாதாரண ஹைட்ரஜனிலிருந்து பெறப்பட்ட சக்தி வாய்ந்த புரோட்டான்களின் கற்றை பயன்படுத்தப்பட்டது. தாக்கப்பட வேண்டிய பொருள்கள் குழாயின் இறுதியில் வைக்கப்பட்டன. இச்சூழ் நிலையில் புரோட்டான்கள் மிக உயர் அளவு திசை வேகத்தைப் பெற்று பல தனிமங்களின் அணுக்கருக்களைத் தாக்கக் கூடியவைகளாக இருந்தன.

முதன் முதலில் தாக்கப்பட்ட தனிமம் லித்தியம் ஆகும். லித்தியம் அணுக்கரு பிளவுறும்போது உயர் வேக புரோட்டானினுடைய ஆற்றலுக்கும் அதிகமான ஆற்றலை வெளிப்படுத்தி, புரோட்டானுடன் இணைந்து இரண்டு ஹீலியம் அணுக்கருக்களை உண்டாக்குகிறது.



$$_3Li^7 + {_1H^1} = {_2He^4} + {_2He^4}$$

இதுபோன்ற வேறு பல எடுத்துக்காட்டுகளிலும் அணுக் கருச் சிதைவு நிகழும்போது ஹீலியம் அணுக்கருக்கள் வெளிப்படு கின்றன எனக் கண்டறியப்பட்டுள்ளது.

அணுக்கருக்களை, வேக புரோட்டான்களைக் கொண்டு தாக்கும் இப்புதிய முறை அணுக்கரு அமைப்பு பற்றிய ஆய்வுக்குச் சிறந்த வாய்ப்புகளை அளித்தது. புரோட்டான்களின் திசை வேகத்தைச் சீர் செய்யமுடிவது, குறுகிய கற்றையாகச் சேகரிக்க முடிவது மற்றும் தேவைப்படும் இடத்தில் படுமாறு செய்ய முடிவது ஆகியவை இம் முறையின் பெரும் பயனாகும்.

கதிரியக்கப் பொருள்களைப் பயன்படுத்துவதோடு ஒப்பிட்டு நோக்குகையில் நிலைமின் கருவியைப் பயன்படுத்துவது மிகவும் முதன்மை வாய்ந்ததாக இருந்தது; இருப்பினும், இது பல சிரமங் களையும் வசதிக் குறைவையும் பெற்றிருந்தது. எனவே, விரை விலேயே **சைக்ளோட்ரான்கள்** (cyclotrons) எனும் புதிய கருவிகள் அதிவேகத் துகள்களின் கற்றையை உண்டாக்கு வதற்குப் பயனுக்கு வந்தன. சைக்ளோட்ரான்கள் மாறுதிசை மின்புலத்தின் உதவியால் துகள்களை மீண்டும் மீண்டும் முடுக்கி விடுவதை அடிப்படையாகக்கொண்டு அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

சைக்ளோட்ரான்கள் மிகப் பெரிய கருவிகளாகும். எடுத்துக் காட்டாக, ஒரு சைக்ளோட்ரானில் உள்ளகாந்தத்தின் நிறை 4,000 டன்களாகும். இருப்பினும், இவை நிலைமின் சாதனங்களைவிடச் சிறியவைகளாகவே உள்ளன.

அணு இயற்பியலின் மேற்படி வளர்ச்சிக்கு இன்னும் அதிக சக்தி வாய்ந்த துகள் முடுக்கிகளை நிறுவவேண்டியிருந்தது. எனவே, இயலக்கூடிய அளவிற்கு பல புது வகை "அதிவேக முடுக்கிகள்" USSR மற்றும் வெளிநாடுகளில் நிறுவப்பட்டன.

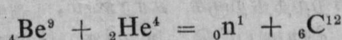
இவற்றுள், அண்மையில் USSR-ல் நிறுவப்பட்ட புரோட் டான் சின்குரோட்ரானும் அடங்கும். இது 10,000 மில்லியன் எலெக்ட்ரான் - வோல்ட்டுகள் (10 GeV) அளவிற்கு அதிகமான ஆற்றலை துகள்களுக்கு தரக்கூடிய திறனுடையது எனக் கணக் கிடப்பட்டுள்ளது.

அணுக்கருக்களில் புரோட்டான்களும் எலக்ட்ரான்களும் உள்ளன என்றகருத்து, பல முக்கிய முரண்பாடுகளைப் பெற்றிருந்த போதிலும், அறிவியலில் 10 வருடங்களுக்கும் அதிகமாக நிலவி

யிருந்தது. ஆனல் அடுத்து கண்டறியப்பட்ட பல புதிய கண்டு பிடிப்புகள் இக்கருத்தில் ஒரு அடிப்படை மாற்றத்தை தோற்று வித்தன. 1930-ல் போத்தே மற்றும் பேக்கர் என்பவர்கள் பெரிலியம் அணுக்களை ஹீலியான்கள் கொண்டு தாக்கும் போது மிக உயர் துளைக்கும் சக்தியுடைய புதிய கதிர்கள் வெளிப் பட்டதைக் கண்டறிந்தனர். மூன்று செ. மீட்டர்கள் தடிப்பு உள்ள ஒரு லெட் அடுக்கு இவற்றில் பாதி அளவைத்தான் உறிஞ்சக் கூடியதாக உள்ளது. இக்கதிர்களின் தோற்றத்தை இரின் க்யூரி மற்றும் அவரது கணவர் ஃபிரட்டெரிக் ஜோலியட்-க்யூரி ஆகிய இருவரும் கண்டறிந்தனர். இவர்கள், போத்தே மற்றும் பேக்கர் ஆகியவர்களால் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட கதிர்கள் ஹைட் ரஜனைக் கொண்ட பொருள்களிலிருந்து (நீர், பாரஃபின் மற்றும் பல) அதி வேக புரோட்டான்களை வெளிக் கொண்டுவரக் கூடியவைகளாகவும் உள்ளன எனக்கண்டறிந்தனர்[1].

இக் கதிர்களின் தன்மை 1932-ல் தான் தீர்மானிக்கப்பட்டது. இவை, பெரிலியம் அணுக்கருக்களிலிருந்து வெளிப்பட்ட அதி வேகமுடைய, ஏறக்குறைய புராட்டானின் நிறையைக் கொண்ட மின்நடு நிலை துகள்களின் கற்றை என நிரூபிக்கப்பட்டன. இத் துகள்களை **நியூட்ரான்கள்** என்கிறோம். இவற்றை *n* என்ற எழுத்து மூலம் குறிப்பிடுகின்றோம்.

பெரிலியம் அணுக்களினல் நியூட்ரான்கள் வெளிவிடப்படும் வினை, பெரிலியம் அணுக்கருக்கள் (ஐசோடோப் 9) ஆல்ஃபாத் துகள்களை உறிஞ்சிக் கொள்வதில் அடங்கியுள்ளது; அதே சமயத்தில் ஒவ்வொரு அணுக்கருவிலிருந்தும் ஒரு நியூட்ரான் வெளிப்படுகிறது.



$$ {}_4Be^9 + {}_2He^4 = {}_0n^1 + {}_6C^{12} $$

மேற்கொண்டு நடத்திய ஆய்வுகளிலிருந்து, லித்தியம் போரன், ஃபுளூரின் அலுமினியம் மற்றும் பிற அணுக்களை ஆல்ஃபாத் துகள்கள் கொண்டு தாக்கும்போதும் நியூட்ரான்கள் உண்டாகின்றன என அறியப்பட்டது.

நியூட்ரான்களின் அதிக அளவு ஊடுருவிச் செல்லும் திறனுக் குக் காரணம் அவை மின் சுமையைப் பெற்றில்லாமல் இருத்தலே

[1] ஃபிரட்டெரிக் ஜோலியட்-க்யூரி (1900—1958) புகழ்பெற்ற பிரஞ்சு இயற்பிய லார் பால் லான்கிவின் மாணக்கர்; மேரி க்யூரி-ஸ்க்லோடோஸ்கா என்பவருடன் பணியாற்றியவர். இவரது சோதனைச் சாலையில் தான் ஜோலியட் க்யூரியும் அவர் மனைவி இரின்க்யூரியும் செயற்கைக் கதிரியக்கத்தை கண்டுபிடித்தனர். (பிரிவு 55) இக்கண்டுபிடிப்பிற்காக இவர்களுக்கு நோபல் பரிசு வழங்கப்பட்டது.

யாகும். எனவே, அவை ஊடுருவிச் செல்லும் அணுக்கருக்களுடன் இடையீடு கொள்வதில்லை; அதனால், இவை நேரிடையாக அணுக் கருவுடன் மோதினால் ஒழிய, இவற்றின் இயக்கம் பின்னோக்கித் திருப்பப்படுவதில்லை.

நியூட்ரான்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட அதே சமயத்தில், நேர் மின் சுமை கொண்ட எலெக்ட்ரானின் நிறை கொண்ட வேறொரு வகைத் துகள்களும் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. இவை **பாஸிட்ரான்கள்** எனப்படும்.

பாஸிட்ரான்கள் நிலவியிருப்பது காஸ்மிக் கதிர்கள் பற்றி ஆயும்போது முதன் முதலாக கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. காஸ்மிக் கதிர்கள் 1911-ஆம் ஆண்டிலேயே கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. இக் கதிர்கள் அகிலத்தின் புறவெளியிலிருந்து பூமியின் வெளி மண்டலத்தின் ஊடே மிகப் பெருமளவு ஆற்றலுடன் நுழைகின்றன. எனவே, அவை மிக உயர் ஊடுருவும் திறனைப் பெற்றுள்ளன. இவை கதிரியக்கப் பொருள்களிலிருந்து வெளிப்படும் காமாக் கதிர்களை ஒத்த மின்காந்த அலைத் தன்மையுடையவைகளாகத் தோன்றுகின்றன; ஆனால் அதே சமயத்தில் வேகமாகச் செல்லும் துகள்களையும் பெற்றுள்ளன.

1929-ல் வில்சன் அறையைக் கொண்டு சோதனையை நடத்தும் போது, சோவியத் கல்விக் கழக சலைஞர் D ஸ்கோபெல்ட்ஸைன், எவ்விதக் கதிரியக்கக் கதிர்களையும் வெளியிலிருந்து அறையினுள் விடாமல் இருந்தும், அறையினுள் ஒரு வகை மின்சுமை கொண்ட துகள்கள் தோன்றியதற்கான அறிகுறி இருந்ததைக் கவனித்தார். இத்துகள்களின் தோற்றத்திற்குக் காரணம், அறையின் மீது காஸ்மிக் கதிர்கள் செயல்பட்டு இருக்க வேண்டும் எனக் கொண்டால் விளங்கும். இதனை ஒத்த இயற்பாட்டை, 1932-ல் அமெரிக்க இயற்பிலார் ஆன்டெர்சன் என்பவரும் கண்டறிந்தார்; இவர் காந்த புலத்தில் துகள்கள் எவ்விதம் விலக்கம் அடைகின்றன என்பது பற்றி ஆய்ந்து அறிந்து, பெரும்பாலான துகள்கள் எலெக்ரான்கள் என்றும், ஆனால் எலெக்ரான்களின் நிறைக்குச் சமமான நேர்மின் சுமை துகள்களும் அத்துடன் இருக்கின்றன என்றும் முடிவு கொண்டார். கன உலோகங்களின்மீது காமாக் கதிர்கள் செயல்படும்போதும் இலேசான உலோகங்களை ஆல்∴பாத் துகள்கள் கொண்டு தாக்கும்போதும் பாஸிட்ரான்கள் தோன்றுகின்றன என்று வெகு விரைவிலேயே நிரூபிக்கப்பட்டது. பாஸிட்ரானை e^+ என்ற குறியீட்டால் தெரிவிக்கின்றோம்.

பாஸிட்ரானின் குறிப்பிடத்தக்க பண்பு அதன் மிகக் குறுகிய வாழ்நாளாகும்; இது சராசரி 10^{-7} நொடி ஆகும். பாஸிட்ரானல் எந்த ஒரு நீண்ட நேரத்திற்கும் ஒரு பொருளின் ஊடகத்தில் நிலவியிருக்க முடியாது. ஏனெனில், இது எலெக்ட்ரானுடன் (சில அணுவின் ஷெல்லிலுள்ள) மோதி உடனடியாக அத்துடன் இணைந்து காமாக் கதிர்களின் இரண்டு ஃபோட்டான்களை உண்டாக்குகிறது.

$$e^{+} + e^{-} = 2hv$$

பாஸிட்ரான் — எலெக்ட்ரான் இணைகள் ஃபோட்டான்களாக மாற்றம் அடைவதை மிகவும் சரியில்லாத முறையில் "அழித்தல்" (லத்தீன் மொழியில் nihil என்ருல் ஒன்றுமில்லை என்று பொருள்) எனப்படுகிறது. இச்சொல் பாஸிட்ரானும் எலெக்ட்ரானும் மோதுவதின் விளைவால் பொருள் மறைகிறது என்ற கருத்தைத் தெரிவிப்பதற்கு மிகவும் பொருந்துவதாக உள்ளது. உண்மையில், இது போன்று எதுவும் நிகழ்வதில்லை; ஏனெனில் பாஸிட்ரான் மற்றும் எலெக்ட்ரானுக்குப் பதிலாக ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு ஃபோட்டான்கள் உண்டாகின்றன. இவை மறைந்த பாஸிட்ரான் மற்றும் எலெக்ட்ரானின் நிறைக்குச் சமமான நிறையைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, இங்கு அழித்தல் என்பது பொருளின் ஏதேனும் ஒரு வகை வடிவு (பாஸிட்ரான் மற்றும் எலெக்ட்ரான்) வேறு ஒரு வகை வடிவாக (ஃபோட்டான்) மாற்றம் பெறுவதேயாகும்.

மேற்கண்டதற்கு எதிரான விணையும், அதாவது பாஸிட்ரான் எலெக்ட்ரான் இணை "தோன்றுவதும்" அறியப்பட்டுள்ளது; இது, மிகக் கடின காமாக் கதிர்கள் வில்சன் அறையினுள் பாயும் போது கண்டறியப்படுகிறது.

நியூட்ரான்கள் நிலவியிருப்பது உறுதியானதும், அணு அமைப்புப் பற்றிய ஒரு முழுமையான புது கருத்துத் தோன்றலாயிற்று. இதனை முதன் முதலில் 1932-ல் வெளியிட்டு நிறுவியவர் சோவியத் இயற்பியலார் D. இவான்கோ ஆவர். இக் கருத்துப்படி, அணுக்கருவில் புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களும் மட்டும் தான் உள்ளன; எலெக்ட்ரான்களே கிடையாது. அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கைகளுக்கு இடையே உள்ள விகிதம் மிகவும் எளிய முறையில் தெரிவிக்கப்படுகிறது. அணுக்கருவின் நிறை புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் நிறைகளின் கூட்டுத் தொகைக்குச் சமமாகும். வழக்கமான அணு எடை அலகில் அணுக்கருவின் நிறையைத்

தெரிவிக்கும் முழு எண் **அணுவின் (அணுக்கருவின்) நிறை எண்** (mass number of the atom) எனப்படும். புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரான் ஒவ்வொன்றும் ஏறக்குறைய ஒரு அலகு நிறையைப் பெற்றிருப்பதால், நிறை எண் அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கையைக் குறிக்கிறது. ஆனால் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை அணுக்கருமீதுள்ள நேர்மின் சுமைகளின் எண்ணிக்கைக்கு அதாவது அணு எண்ணுக்குச் சமம் என்பது தெளிவு; எனவே, நிறை எண்ணுக்கும் அணு எண்ணுக்கும் இடையே உள்ள வித்தியாசம் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாகும்.

ஒரு அணுவின் நிறை எண்ணை A என்றும், அதன் அணுக்கருமீதுள்ள மின்சுமையை Z என்றும் மற்றும் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை N என்றும் கொண்டால், கிடைக்கும் சமன்பாடு

$$A = Z + N$$

புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை $= Z$. நியுட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $= A - Z$.

அணுக்கருவை உருவாக்கும் துகள்களுக்கு இடையே இரு வகை விசைகள் செயல்படுகின்றன. அவை நேர்மின் சுமையைக் கொண்ட புரோட்டான்களிடையே நிலவும், சாதாரண கூலம் வெறுக்கும் விசைகள் மற்றும் மிகக் குறைந்த தூரங்களிலேயே செயல் திறம் உடைய எல்லா துகள்களுக்கும் இடையே காணப்படும் கவர்ச்சி விசைகள் ஆகும். பின் கூறப்பட்ட விசைகள் **அணுக்கரு விசைகள்** (nuclear forces) எனப்படும். இவ்விசைகள் நிலவியிருப்பது, ஹைட்ரஜனில் நியூட்ரான் கற்றை சிதறும் சோதனைகளின் மூலம் உறுதி செய்யப்பட்டுள்ளது. இச் சோதனைகளின் மூலம், அணுக்கருவின் மிகக் குறுகிய தூர அளவில் புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் மற்றும் புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் ஆகியவற்றுக்கு இடையே ஒரு வலுவான கவர்ச்சி நிலவுகிறது என கண்டறியப்பட்டுள்ளது. கவர்ச்சி அணுக்கரு விசைகள், ஒத்த மின்சுமைகளின் காரணமாக நிலவும் வெறுக்கும் விசைகளைக் காட்டிலும் மிகவும் சக்தி வாய்ந்தவைகளாக உள்ளன. இது அணுக்கருவின் நிலைத்தன்மை மற்றும் புரோட்டான்-நியூட்ரான் அணுக்கரு நிலவியிருப்பதற்கான வாய்ப்பு ஆகிய இரண்டிற்கும் காரணம் காட்டுவதாக அமைந்துள்ளது.

இருப்பினும், புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் எல்லா வகைச் சேர்க்கையும் நிலையானவை அல்ல. இலேசான

தனிமங்களின் அணுக்கருக்கள், நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை ஏறக்குறைய புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக இருக்கும் வரை நிலையாக உள்ளன; இருப்பினும், அணுக் கரு நிறை அதிகரிக்கும்போது, அணுக்கருவின் நிலைத் தன்மைக்குத் தேவையான சார்பு நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை வளர்ந்து, தனிம வரிசை அட்டவணையின் பிற்பகுதியில் வரும் வரிசையில் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைவிட மிகப் பெரிய அளவில் அதிகமாகிவிடுகின்றன. சான்றாக, 83 புரோட்டான் களைக் கொண்ட பிஸ்மத் (அணு எடை 209) 126 நியூட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன; கன தனிமங்களின் அணுக்கருக்கள் பொதுவாக நிலையற்றவைகளாகவே உள்ளன.

அணுக்கருவின் புரோட்டான் — நியூட்ரான் கொள்கை தற்போது எல்லோராலும் ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்ட ஒன்றாகும்; புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரான் இப்போது இரண்டு தனிப்பட்ட இனியும் சிறிய துகள்களைப் பெற்றில்லாத (elementary particles) துகள்கள் அல்லது மிகவும் சரியாக. ஒரே துகளின் இரண்டு நிலைகள் என்று கருதப்படுகிறது. எனவே. சில நிபந்தனைகளில், ஒன்று மற்றொன்றாக மாறும் தன்மையையும் மற்றும் அந்த சமயத்தில் ஒரு பாஸிட்ரான் அல்லது ஒரு எலெக்ட்ரானைப் 'பிறப்பிக்கும்' தன்மையையும் இவை பெற்றுள்ளன.

புரோட்டான் ⟶ நியூட்ரான் + பாஸிட்ரான்

நியூட்ரான் ⟶ புரோட்டான் + எலெக்ட்ரான்

இது போன்ற எலெக்ட்ரான் 'பிறப்பு' முக்கியமாகக் கதிரியக்க பீட்டா சிதைவின்போது நிகழ்கிறது.

கதிரியக்கத் தனிமங்களிலிருந்து எலெக்ட்ரான்கள் வெளிப் படுவது, அணுக்கருவிலுள்ள ஏதேனும் ஒரு நியூட்ரான், புரோட் டானாக மாறுவதனால் நிகழ்கிறது எனலாம். இவ்வாறு உண்டான எலெக்ட்ரான் வெளிவிடப்படுகிறது. இதனால் அணுக்கருவின் மின்சுமை ஒரு அலகு அளவிற்கு உயர்கிறது. புரோட்டான்கள் நியூட்ரான்களாகவும், நியூட்ரான்கள் புரோட்டான்களாகவும் மாறக் கூடியவைகளாக இருப்பதால், இவற்றை 'நியுக்கிளியான் கள்' என்ற ஒரு பொதுவான பெயரில் ஒருங்கே இணைத்துக் கூறப்படுகிறது.

51. அணுக்கருவின் பிணைப்பு ஆற்றல் (Binding energy of atomic nuclei) நிறை குறைபாடு (mass defect)

மேலே, அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட் ரான்களின் எண்ணிக்கையைப் பற்றி விவரிக்கும்போது ஒரு

அணுக்கருவின் நிறை அது பெற்றுள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் மொத்த நிறைச்குச் சமமாக உள்ளது எனக் கண்டோம். பிறகு, அணுக்கருவின் நிறை எப்போதும் ஒரு முழு எண்ணுல் தெரிவிக்கப்படுகிறது என்றும் புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரானின் நிறைகள் ஒரு அலகுக்குச் சமம் என்றும் வைத்துக் கொண்டோம். உண்மையில், இது ஏறக்குறையதான் சரியாகும். பலவற்றில் தனிப்பட்ட ஐசோடோப்புகளின் நிறைகள் ஓரளவிற்கு முழு எண்களிலிருந்து விலகிக் காணப்படுகின்றன. மேலும், புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரானின் நிறைகள் சரியாக ஒன்றுக்குச் சமமாக இருப்பதில்லை எனக் கண்டறியப்பட்டுள்ளது. புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் நிறைகளினுடைய சரியான மதிப்புகளைப் பயன்படுத்தி பல்வேறு அணுக்கருக்களின் நிறைகளைக் கணக்கிட்டபோது, கணக்கிட்டு பெறப்பட்ட மதிப்புகள் சோதனைகளின் மூலம் கிடைத்த மதிப்புகளிலிருந்து சிறிது வித்தியாசப்பட்டுக் காணப்பட்டன.

எடுத்துக்காட்டாக, இரண்டு புரோட்டான்களையும் இரண்டு நியூட்ரான்களையும் கொண்ட ஹீலியம் அணுக்கருவின் நிறையைக் கணக்கிடுவோம். மிக நுட்பமான தற்கால நிர்ணயிப்புகளின் படி நியூட்ரானின் நிறை *1.0089* என்றும், புரோட்டானின் நிறை *1.0076* கார்பன் அலகுகள் என்றும் அறியப்படுகிறது. ஹீலியம் அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் மொத்த நிறை,

$$2 \times 1.0076 + 2 \times 1.0089 = 4.033 \text{ ஆகும்.}$$

ஆனல் ஹீலியம் அணுக்கருவின் நிறை உண்மையில் **4.0026** ஆகும்; இது *0.0304* கார்பன் அலகு குறைவாகும்.

மற்ற அணுக்கருக்களின் நிறைகளை கணக்கிட்ட போதும் இது போன்ற முடிவுகளே பெறப்பட்டன. அணுக்கருவின் நிறை எப்போதும் அணுக் கருவை உருவாக்கும் துகள்களின் மொத்த நிறையைவிடக் குறைவாகவே உள்ளது எனக் கண்டறியப்பட்டது. இந்த இயற்பாட்டை **நிறை குறைபாடு** என்கிறோம்.

அணுக்கரு உண்டாகும்போது நிறையில் உண்டாகும் இழப்பை விளக்குவது எவ்வாறு? தற்கால இயற்பியல் இந்த விளுவிற்கான விடையை பின்வருமாறு அளிக்கிறது. ஐன்ஸ்டீனல் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட சார்புக் கொள்கையின்படி, நிறைக்கும் ஆற்றலுக்கும் இடையே ஒரு குறிப்பிட்ட தொடர்பு நிலவியுள்ளது; இதற்கான சமன்பாடு:

$$E = mc^2$$

இங்கு **E** என்பது ஆற்றல் (எர்க்ஸ்); m என்பது நிறை (கிராம்); c என்பது ஒளியின் திசைவேகம் (செ.மீ./செ. $= 3 \times 10^{10}$)[1]

எனவே, நிறையில் ஏதேனும் மாற்றம் உண்டானல் அதனை அடுத்து அதற்கு இணையான மாற்றம் ஆற்றலிலும் உண்டாகும் என அறியப்படுகிறது. அணுக்கருக்கள் உண்டாகும்போது நிறையில் ஓரளவிற்கு மாற்றம் ஏற்பட்டால் அதே சமயத்தில் பெருமளவு ஆற்றல் வெளிப்படும்.

ஹீலியம் அணுக்கரு உண்டாகும்போது ஏற்பட்ட நிறை குறைபாடு *0.03* கார்பன் அலகாகும்; எனவே 1 கிராம்—அணு ஹீலியம் உண்டாகும்போது ஏற்படும் நிறை குறைபாடு *0.03* கி. ஆகும். மேற்கண்ட சமன்பாட்டின்படி இந்நிறை $0.03\ (3 \times 10^{10})^2 = 2.7 \times 10^{19}$ எர்க்ஸ் அல்லது 6.5×10^8 கி. கலோரி அளவு வெளிப்பட்ட ஆற்றலுக்குச் சமமாகும். இப் பெருமளவு ஆற்றல் ஏறக்குறைய *700,000* k w திறனுடைய ஒரு மின் சக்தி நிலையத்தினல் ஒரு மணி நேரத்தில் உற்பத்தி செய்யப்படும் ஆற்றலுக்குச் சமமாக உள்ளது என்ருல் இதன் மதிப்பு எளிதில் விளங்கும்.

புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களிலிருந்து ஒரு அணுக்கரு உருவாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் அணுக்கருவின் **பிணைப்பு ஆற்றல்** எனப்படுகிறது. இது அணுக்கருவின் நிலைத் தன்மையை நிர்ணயிக்கிறது. எந்த அளவிற்கு அதிகமாக ஆற்றல் வெளிவிடப்படுகிறதோ அந்த அளவிற்கு அதிகமான நிலைத் தன்மையை அணுக்கரு பெற்றுள்ளது.

ஹீலியம் அணுக்கருவின் பிணைப்பு ஆற்றல் *28* மில்லியன் எலெக்ட்ரான் வோல்ட்டுகள் (28 MeV) ஆகும்.

அணுக்கருவின் பிணைப்பு ஆற்றலைக் கணக்கிட்டு அதனை அதிலுள்ள துகள்களின் மொத்த எண்ணிக்கையால் (புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்கள்) வகுத்தால், அணுக்கருவிலுள்ள ஒரு துகளுக்கான ஆற்றல் கிடைக்கிறது.

1 ஆல்பெர்ட் ஐன்ஸ்டீன் நம்முடைய நூற்ருண்டின் புகழ்பெற்ற அறிவியலார். இவரது பணிகள் தற்கால இயற்பியலின் அடிப்படைக் கருத்துக்களைப் புதுப்பிக்க உதவின. சார்புக் கொள்கை நூலின் ஆசிரியரான இவரால் நிறுவப்பட்ட நிறை மற்றும் ஆற்றலின் சமான தன்மை, சார்புக் கொள்கையின் விளைவுகளில் ஒன்ருகும்.

எல்லா அணுக்கருக்களுக்கும் இதுபோன்ற கணக்கீடுகளைச் செய்தபோது ஒரு சிறப்பான கருத்து வெளிப்பட்டது .அணுக்கருவிலுள்ள ஒரு துகளுக்கான பிணைப்பு ஆற்றல் ஏறக்குறைய எல்லா அணுக்கருக்களுக்கும் ஒன்றாகவே உள்ளது. இதன் மதிப்பு 7—8 மில்லியன் எலெக்ட்ரான் வோல்டுகள் ஆகும். எனவே, ஒவ்வொரு துகளும் அணுக்கருவின் பிணைப்பு ஆற்றலை இதே அளவிற்கு அதிகரிக்கச் செய்கிறது. எனவே, புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரான் பிணைப்புகள் அணுக்கருவில் சம வலுவுடையவைகளாகவே உள்ளன. அதாவது, அணுக்கரு விசைகள் புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரான்களைப் பொருத்தமட்டில் ஒரே மாதிரியாகவே வெளிக்காட்டப்படுகின்றன.

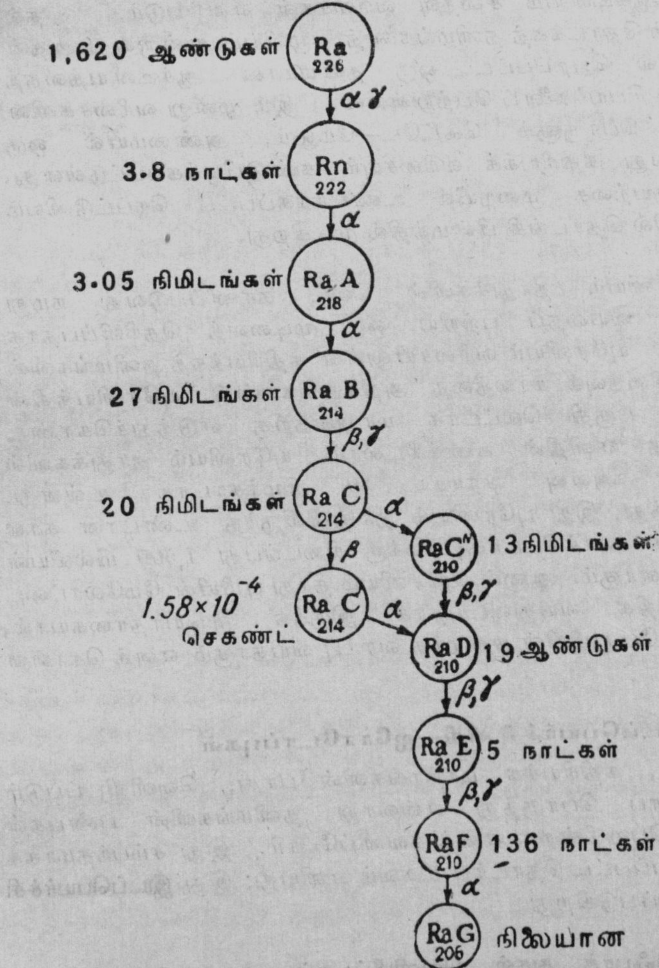
52. கதிரியக்க வரிசைகள்

கன தனிமங்களினுடைய அணுக்கருக்களின் நிலையற்ற தன்மை அவற்றின் தன்னிச்சையான சிதைவை விளக்குவதாக உள்ளது. இத் தனிமங்களின் கதிரியக்கத் தன்மைக்கு இதுவே காரணமாகும். எனவே, இது போன்ற தனிமங்கள், கதிரியக்கச் சிதைவு காரணமாக, ஒன்று மற்றொன்றாக மாறக்கூடியவைகளாக உள்ளன. உண்டாகும் தனிமமும் கதிரியக்கத் தன்மையைப் பெற்றிருப்பின் அதுவும் சிதைந்து ஒரு மூன்றாவது தனிமத்தை உண்டாக்குகிறது. இச் செயல் எடுத்துக் கொண்ட தனிமம் மேலும் சிதைவு அடைய முடியாத ஒரு தனிமமாக மாறும்வரை நிகழ்கிறது. இதுபோன்ற தனிமங்களின் வரிசை **கதிரியக்க வரிசை** எனப்படும். எடுத்துக்காட்டிற்காக, ரேடியத்தில் நிகழும் மாற்றங்களை கவனிக்கலாம். ரேடியம் சிதைந்து கதிரியக்க ரேடானை உண்டாக்குகிறது; இதுவும் சிதைந்து ரேடியம் A உண்டாகிறது. பின்னதும் கதிரியக்கத் தன்மையது; எனவே, சிதைவுற்று அடுத்து அடுத்து கதிரியக்கத் தன்மையைக் கொண்ட ரேடியம் B, ரேடியம் C போன்ற பல கதிரியக்கத் தனிமங்களை உண்டாக்குகிறது. இவ்வரிசையின் முடிவு விளைபொருள் ரேடியம் G; இது மிகவும் நிலையான வேதியியப் பண்புகளில் சாதாரண லெட்டின் ஐசோடோப்பு ஆகும்.

ரேடியம் அடுத்தடுத்து மாற்றம் பெறுவதின் முழுமையான வினைமுறை படம் 47-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. இது தனிமங்களின் அணு எடைகள், அவற்றின் பாதிச்சிதைவுக் காலங்கள் மற்றும் ஒவ்வொரு மாற்றத்தின் போதும் வெளிப்படுத்தப்படும் கதிர்கள் ஆகியவற்றைக் காட்டுகிறது.

கதிரியக்கப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ள யுரேனியம், தோரியம் மற்றும் ஆக்டீனியம் ஆகியவையும் ரேடியத்தைப் போன்றே சிதை

வுறுகின்றன. இம்மாற்ற வினைகளின் ஆய்வு, யுரேனியத்தின் மாற்ற வினையின் நீண்ட சங்கிலித் தொடரில் ரேடியமும் ஒரு இணைப்புத் தனிமமாக உள்ளது என்பதைக் காட்டுகிறது. யுரேனியத்திலிருந்து ரேடியம் உண்டாவது படம் 48-ல் காட்டப்பட்டு



படம் 47.
ரேடியம் மாற்றம் பெறுதல்

உள்ளது. நீண்ட காலமாக கதிரியக்கத் தனிமங்களின் மூன்று வரிசைகள் அறியப்பட்டிருந்தன. முதல் வரிசை யுரேனி

யத்திலிருந்தும் (அணு எடை 238), இரண்டாவது வரிசை தோரியத்திலிருந்தும் (அணு எடை 232), மற்றும் மூன்ருவது தனிமம் ஆக்டீனே யுரேனியத்திலிருந்தும் (அணு எடை 235) ஆரம்பிக்கின்றன. ஆக்டினே—ரேனியம் யுரேனியத்தின் ஐசோடோப் பாகும். இம்மூன்று வரிசைகளும் முறையே யுரேனியம், தோரியம் மற்றும் ஆக்டினியம் சிதைவு வரிசைகள் எனப்படும். முதல் இரண்டும் தொடக்கத் தனிமங்களைத் தழுவியும் மூன்ருவது அதன் வரிசையில் பெறப்பட்ட ஒரு தனிமமான ஆக்டீனியத்தைத் தழுவியும் பெயர்களைப் பெற்றுள்ளன. இம் மூன்று வரிசைகளின முடிவுப் பொருளும் லெட்டே—மேலும், அண்மையில் ஒரு நான்காவது கதிரியக்க வரிசையும் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளது. இது செயற்கை முறையில் உண்டாக்கப்பட்ட நெப்ட்டூனியம் தனிமத்தில் தொடங்கி பிஸ்மத்தில் முடிகிறது.

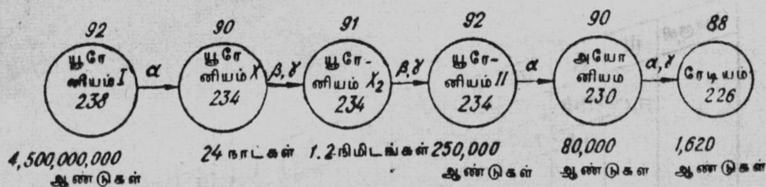
யுரேனியம் தாதுக்களில் லெட் காணப்படுவது நமது கோளின் வயதைப் பற்றிய ஒரு முடிவைத் தெரிவிப்பதாக உள்ளது. யுரேனியம் வரிசையிலுள்ள கதிரியக்கத் தனிமங்களின் பாதிச் சிதைவுக் காலத்தை அறிந்துகொண்டு, யுரேனியத்தின் ஒரு சில பகுதி லெட்டாக மாறுவதற்கு எடுத்துக்கொண்ட காலத்தை எளிதின் கணக்கிடலாம். யுரேனியம் தாதுக்களில் லெட்டின் அளவு சராசரி 20 விழுக்காடாக உள்ளது. இதிலிருந்து, இது புரேனியம் தாதுவிலிருந்து உண்டான கால அளவைக் கணக்கிட்டால், நமக்கு கிடைப்பது 1,500 மில்லியன் வருடங்களாகும். ஆனல், யுரேனியம் தாது பூமியின் மேலோட்டை விட அதிக வயதுடையதாக இருக்க முடியாதாகையால், இம்மதிப்பே பூமியின் குறைந்த வரம்பு வயதாகும் எனக் கொள்ளலாம்.

53. இடப்பெயர்ச்சி விதி—ஐசோடோப்புகள்

இனி, கதிரியக்க மாற்றங்களின்போது, வெளிவிடப்படும் துகள்களைப் பொருத்து எவ்வாறு தனிமங்களின் பண்புகள் மாற்றம் பெறுகின்றன எனக் கவனிப்போம். இது சம்பந்தமாகக் கண்டறியப்பட்ட தொடர்பு மிகவும் எளியது; இது **இடப்பெயர்ச்சி விதி** எனப்படுகிறது.

ஆல்ஃபாத் துகள் வெளியீட்டால் ஒரு தனிமத்திலிருந்து உண்டான வேருெரு தனிமம், தனிம வரிசை அட்டவணையில் எடுத்துக்கொண்ட தனிமத்தின் தொகுதியினின்று இடது பக்கமாக இரண்டு தொகுதிகள் தள்ளியிருக்கும் தொகுதியில் காணப்படும்; β—துகள் வெளியீட்டால் உண்டாகும் தனிமம், அட்டவணையில்

எடுத்துக்கொண்ட தனிமத்தின் தொகுதியினின்று வலது பக்கமாக ஓரு தொகுதி ஒரு இடம் தள்ளியிருக்கும் தொகுதியில் காணப் படும்.



படம் 48.
யுரேனியம் ரேடியமாக மாற்றம் பெறுதல்

இடப் பெயர்ச்சி விதி நேரிடையாக அணுச் சிதைவுக் கொள்கையிலிருந்து பெறப்படுகிறது; ஒரு α— துகள் வெளிப்படும் போது அணுக்கருவின் மின் சுமையில் இரண்டு அலகுகள் குறை கின்றன; எனவே அணு எண்ணும் இரண்டு அலகுகளைக் குறை வாகப் பெறுகிறது. இதன் காரணமாக உண்டான தனிமம், தனிம வரிசை அட்டவணையில் இடது பக்கமாக இரண்டு தொகுதி களைத் தள்ளிப் பெயர்வு அடைகிறது. (எடுத்துக்காட்டாக, ரேடியம் இரண்டாவது தொகுதியில் உள்ளது; இதிலிருந்து பெறப்பட்ட ரேடான் பூஜ்ஜியத் தொகுதியில் உள்ளது). மாறாக. β—துகள் வெளிப்படும்போது, அணுக்கருவின் நேர் மின்னேற்றம் ஒன்று அதிகரிக்கிறது; எனவே தனிமம் அட்டவணையில் வலது பக்கமாக ஒரு தொகுதி தள்ளிப் பெயர்வு பெறுகிறது.[1]

படம் 49-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ள அட்டவணை இடப்பெயர்ச்சி விதியின் விளக்கப்படமாகும். அட்டவணை, யுரேனியம், தோரியம் மற்றும் ஆக்டினியத்தின் சிதைவின்போது உண்டான கதிரியக்கத் தனிமங்கள் அட்டவணையின் ஒரு தொகுதியிலிருந்து வேறொரு தொகுதிக்கு அடுத்தடுத்துப் பெயர்வுகள் அடைவதைக் காட்டு கிறது.

படம் 49-ல் காட்டப்பட்டுள்ள கதிரியக்க வரிசைகளை ஆய்ந்து பார்த்தால், வெவ்வேறு அணுக்கள் (எ.கா. Ra B, Ra D மற்றும்

[1] கதிரியக்க மாற்றங்களின்போது புதிய நடுநிலை அணுக்களே உண்டாவதால் (அயனிகள் அல்ல) ஒரு கதிரியக்கத் தனிமத்தின் அணுக்கருவிலிருந்து α—துகள் கள் வெளிப்படும்போது அதனை அடுத்து அதே சமயத்தில் இரண்டு எலெக்ட் ரான்கள் அணுவின் வெளி ஷெல்லில் இருந்து இழக்கப்படவேண்டும் என்பதும் மற்றும் β —துகள்கள் வெளிப்படும்போது வெளி ஷெல்லில் ஒரு எலெக்ட்ரான் ஏற்றுக்கொள்ளப்பட வேண்டும் என்பதும் உறுதியாகும்.

Ra C அல்லது **Io** மற்றும் **Th**) ஒத்த அணு எண்ணை பெற்றிருப்பது அதாவது அட்டவணையின் ஒரே பெட்டியில் விழுவது தெரிய **வரும்.** எடுத்துக்காட்டாக, லெட்டினுடைய (எண் 82) பெட்டியில்

படம் 49.
ஆவர்த்தன அட்டவணையில் கதிரியக்கத் தனிமங்களின் இடப்பெயர்ச்சி

7 வெவ்வேறு அணுக்கள் வியாபிக்கின்றன. ஆனால், ஒவ்வொரு பெட்டியும் ஒரு தனிமத்தைத்தான் கொள்ளும் என அறிவோம். ஆகவே, அட்டவணையின் ஒரே பெட்டியிலுள்ள எல்லா அணுக்களும் ஒரே தனிமத்தினுடைய (எ. கா : Ra B, Ra **D**, Ra C— இவை லெட் அணுக்களாகும்) அணுக்களாகும். இதுபோன்ற அணுக்களின் வேதியியப் பண்புகள் ஒத்து இருக்கவேண்டும்; இது சோதனை முறையில் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. சான்றாக, யுரேனியத்தின் சிதைவுப் பொருள்களுள் ஒன்றான அயோனியம் வேதிப் பண்புகளில் தோரியம், ரேடியம் B, ரேடியம் **D** ரேடியம் **G** ஆகியவற்றிலிருந்து வேறுபடுத்திக் காணமுடியாத அளவிற்கு அவற்றுடன் ஒத்து காணப்படுகிறது என நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. இவ்வணுக்கள் நிறையில் மட்டும் தான் வேறுபடுகின்றன.

ஒத்த வேதியியப் பண்புகளையும் வேறுபட்டு அணு எடைகளையும் கொண்ட அணுக்களை ஐசோடோப்புகள் (isotopes) அல்லது ஓரிடத் தனிமங்கள் என்கிறோம்.[1]

எனவே, வெவ்வேறு ஐசோடோப்புகளின் அணுக்கருக்கள் ஒத்த மின் சுமையை, அதாவது ஒத்த புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைப் பெற்றிருக்கவேண்டும் என்பது தெளிவு; ஆனால் இவற்றில் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை வேறுபட்டு இருக்கிறது. சான்றாக, லெட் ஐசோடோப்புகளின் அணுக்கருக்கள் ரேடியம் β (நிறை எண் *214*) மற்றும் ரேடியம் D (நிறை எண் *210*) ஒவ்வொன்றும *82* புரோட்டான்களைப் பெற்றுள்ளன; ஆனால் ரேடியம் *B*-யின் அணுக்கருவில் $214-82=132$ நியூட்ரான்களும், ரேடியம் D-யின் அணுக்கருவில் $210-82=128$ நியூட்ரான்களும் உள்ளன. ஆகவே, ஒரு தனிமம் வெவ்வேறு ஐசோடோப்புகளின் கூடுதலாகும்.

அணுச் சிதைவுக் கொள்கை, அட்டவணையில் சிதைவு விளை பொருள்களின் இடத்தை நிர்ணயிப்பதோடு அவற்றின் அணு எடைகளைக் கணக்கிட்டு அறிவதையும் சாத்தியமாக்குகிறது. உண்மையில், அணுக்கருவிலிருந்து ஒரு α–துகள் வெளிவீசப்படும் போது, அணுக்கருவின் நிறை குறைதல் காரணமாக அணு எடையில் 4 அலகுகள் குறைகிறது. ஆனால் β-துகளின் வெளியீட்டால் அணுவின் நிறைமாறுவதே இல்லை எனலாம். ஏனெனில் β–துகள்களின் நிறை புறக்கணிக்கத்தக்கதாகும். எனவே, α-கதிர் வீச்சினால் உண்டான தனிமத்தின் அணு எடை நான்கு அலகுகள் குறைவாகவும், β-கதிர் வீச்சினால் உண்டான தனிமத்தின் அணு எடை எடுத்துக் கொண்ட தனிமத்தின் அணு எடையை ஒத்தே இருக்கும் என்றும் அறிகிறோம்

அணு முதலில் இரண்டு பீட்டா துகள்களையும் பின் ஒரு ஆல்ஃபாத் துகளையும் வெளிப்படுத்தினால், அணுக்கருவின் மின் சுமை மாறாமல் இருக்கும் (எனவே, தனிமத்தின் எல்லா பண்புகளும் மாறாமல் இருக்கும்); ஆனால் அணு எடையில் நான்கு அலகுகள் குறைந்து காணப்படுகிறது. இவ்வாறு எடுத்துக் கொண்ட தனிமத்தின் ஒரு ஐசோடோப்பு கிடைக்கிறது. இவ்வாறு எடுத்துக்காட்டாக, *RaD*-யிலிருந்து *RaG* ஐசோடோப்பு அல்லது லெட் (எண் *82*) கிடைக்கிறது. படம் 47-ஐக் காண்க.

[1] கிரேக்கத்தில் isos என்றால் ஒத்த என்றும் topos என்றால் இடம் என்றும் பொருளாகும்.

ஐசோடோப்பு இயற்பாட்டின் கருத்து நிரூபிக்கப்பட்டதினால் தனிம வரிசையில் அட்டவணையில் எல்லா கதிரியக்கத் தனிமங்களுக்கும் இடம் கொடுக்க முடிந்தது. கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் மெண்லீஃபினுடைய அட்டவணையின் கடைசி இரண்டு வரிசைகளில் அமைக்கப்பட்ட பத்து குழுக்களை உண்டாக்குகின்றன. அட்டவணையின் தொகுதிகளில் இக் குழுக்களின் அமைவு முறை படம்-49 ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. ஏழு குழுக்கள் கதிரியக்கத் தனிமங்களை மட்டும்தான் பெற்றுள்ளன; மற்ற மூன்று குழுக்களில் (Tl.Pb மற்றும் Bi குழுக்கள்) ஒவ்வொன்றும் ஒரு கதிரியக்கத் தன்மை இல்லாத தனிமத்தைப் பெற்றுள்ளது. ஒவ்வொரு குழுவிலும் மாதிரித் தனிமங்களாக இருப்பவை நீண்ட வாழ்நாட்களைப் பெற்ற, அதாவது மிகவும் நிலையான தனிமங்களாகும்; இத் தனிமங்கள் அட்டவணையின் அடிப்பாகத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளன. ஒவ்வொரு குழுவிலும் உள்ள எல்லாத் தனிமங்களும் ஒத்த மின் சுமையையும் ஒத்த வேதியியப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ளன; ஆனால் இவை அணு எடை மற்றும் கதிரியக்கப் பண்புகளில் வேறுபட்டுள்ளன. லெட் மற்றும் பொலோனியத்தின் குழுக்கள் ஐசோடோப்புத் தனிமங்களை அதிக எண்ணிக்கையில் கொண்டுள்ளன.

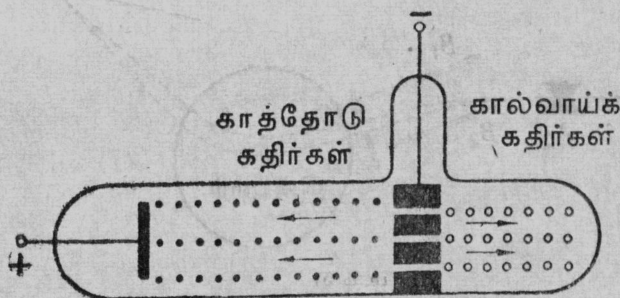
54. கதிரியக்கமற்ற தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகள்

முன்பே கூறியபடி, யுரேனியம் மற்றும் தோரியம் சிதைவின் முடிவு விளைபொருளாக இருப்பது லெட் ஆகும். ஆனால், யுரேனியத்திலிருந்து பெறப்பட்ட லெட்டின் அணு எடை 206; தோரியத்திலிருந்து பெறப்பட்ட லெட்டின் அணு எடை 208; சாதாரண லெட்டின் அணுஎடை 207.19. இது, யுரேனியம் மற்றும் தோரியம் தாதுக்களில் எப்போதும் காணப்படும் லெட்டைப்பற்றி ஆய்வு நடத்தும்படிச் செய்தது. மிகவும் துல்லியமான பல நிர்ணயிப்புகளின் பயனாக யுரேனியம் லெட்டின் அணு எடை 206.1–க்குச் சமமாகும் என கண்டறியப்பட்டது; தோரியம் லெட்டின் அணு எடை 207.97 என நிரூபிக்கப்பட்டது. எனவே, இரண்டு லெட் ஐசோடோப்புகளும் இயற்கையில் காணப்படுவதாக அறியப்பட்டது. இவை எல்லா வேதியியப் பண்புகளிலும் சாதாரண லெட்டை ஒத்துள்ளன; ஆனால் அணு எடையில் மட்டும் வேறுபட்டுள்ளன. சாதாரண லெட் முக்கியமான மேற்கண்ட இரு ஐசோடோப்புகளின் கலவையாகும்.

லெட்டின் ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறிந்த பின்னர், பிற தனிமங்களும் ஐசோடோப்புக் குழுக்களாக இருக்கலாம் எனக்

கருதுவது இயல்பே. இவ்வினாவிற்கான விடை, 1922-ல் ஆங்கில இயற்பியலார் ஆஸ்டன், கால்வாய்க் (Canal) கதிர்களின் பகுப்பாய்வின் அடிப்படையில் அமைந்த ஒரு புதிய முறையை அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்காக கண்டுபிடித்தபோது கிடைக்கப் பெற்றது.

கால்வாய் போன்ற செல் நெறிகளைக் கொண்ட எதிர்மின் முனையை, எதிர்மின் – கதிர் குழாயின் மத்தியில் வைத்தால் கால்வாய்க் கதிர்கள் உண்டாகின்றன. இதுபோன்ற குழாயின் ஊடே மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால், கண்ணுக்குப் புலனாகாத கதிர்களின் கற்றைகள் கால்வாய்களின் வழியாக எதிர்மின் கதிர்களுக்கு எதிரான திசையில் வெளிப்படுகின்றன (படம் 50). கால்வாய்க் கதிர்களிலுள்ள துகள்கள் குழாயிலுள்ள வாயுவின் பல எலெக்ட்ரான்களை இழந்த அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளாகும்; எனவே இவை நேர்மின் சுமை கொண்டவைகளாகும்.



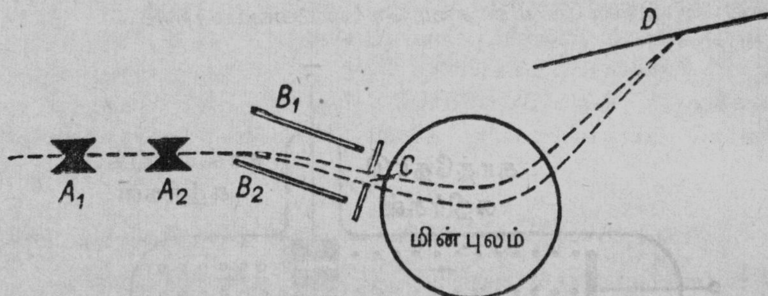
படம் 50

கால்வாய்க் கதிர்களைப் பெறுவதற்கான குழாய்

கால்வாய்க் கதிர்கள் காந்தம் மற்றும் மின் புலங்களில் விலக்கம் அடைவதைப் பயன்படுத்தி, எளிய பொருள்களில் உள்ள பல்வேறு ஐசோடோப்புகளை ஆஸ்டன் கண்டறிவதற்கான ஒரு கருவியை அமைத்தார். இக்கருவி **நிறை நிறநிரல் வரையி** என அழைக்கப்பட்டது.

நிறை நிறநிரல் வரையியின் படம் 51-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. கால்வாய்க் கதிர்கள் இரண்டு குறுகிய இணையான பிளவுகள் A_1 மற்றும் A_2 வழியாகச் சென்று இரண்டு மின்தேக்கித் தகடுகளுக்கு B_1 மற்றும் B_2 இடையே உள்ள மின் புலத்தினுள் ஒரு குறுகிய கற்றையாக நுழைகின்றன. இங்கு, நேர்மின் சுமை துகள்கள் மின் தேக்கியின் மின்சுமை கொண்ட தகடுகளினால் வெவ்வேறாக விலக்கம் அடையச் செய்யப்படுவதால், கதிர்கள்

விரிந்து செல்கின்றன; இது துகள்களின் நிறை, மின்சுமை மற்றும் திசை வேகம் ஆகியவற்றைப் பொருத்து அமைகிறது. விரிந்த கற்றையின் ஒரு பகுதி பிளவு C-யின் மூலம் பிரிக்கப்பட்டு ஒரு காந்தப் புலத்தினுள் நுழைகிறது. காந்தப் புலத்தின் திசை விரிந்த கற்றை மீண்டும் குவியும்படி அமைக்கப்பட்டுள்ளது. எல்லாத் துகள்களும் ஒத்த நிறை மற்றும் மின் சுமையைப் பெற்று திசை வேகத்தில் மட்டும் வேறுபட்டிருப்பின், குவிந்த கதிர்கள் ஒளிப்படத் தகட்டின் D மீது ஒரு தெளிவான கருப்பு வரியைத் தோற்றுவிக்கும். மாறாக, கற்றையில் வெவ்வேறு நிறைகள் கொண்ட துகள்கள் இருப்பின் பல வரிகள் ஒளிப்படத் தகட்டின் மீது தோன்றும்; இவை ஒவ்வொன்றும் ஒரு குறிப்பிட்ட நிறை கொண்ட துகள்களைக் குறிக்கும் (படம்.52).



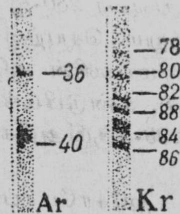
படம் 51

நிறை ஸ்பெக்ட்ரோ கிராஃப்

இந்த வரிகளின் அமைப்பை **நிறை நிறநிரல்** (mass spectrum) என ஆஸ்டன் அழைத்தார். எந்த ஒரு குறிப்பிட்ட பொருளுக்கான வரிகளின் இடத்தைத் தெரிந்து கொண்டால், ஒப்பீட்டு முறையில் பிறவரிகளுக்கு உரித்தான நிறைகளைக் கண்டறிய முடிகிறது.

ஆஸ்டன் அவரது கருவியைப் பயன்படுத்தி பல்வேறு தனிமங்களைக் கொண்டு ஆய்வு நடத்திய பல எளிய பொருள்கள் ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளாக உள்ளன எனக் காட்டினார். எடுத்துக்காட்டாக, சாதாரண குளோரின் 35 மற்றும் 37 என அணு எடைகளைக் கொண்ட இரண்டு ஐசோடோப்புகளையும், காப்பர் 63 மற்றும் 65 என அணு எடைகளைக் கொண்ட இரண்டு ஐசோடோப்புகளையும் மக்னீசியம் 24, 25 மற்றும் 26 என அணு எடைகளைக் கொண்ட மூன்று ஐசோடோப்புகளையும் பெற்றுள்ளன.

எனவே, ஒரு தனிமத்தின் எல்லா அணுக்களும் எல்லாவிதப் பண்புகளிலும் ஒத்தவை என்ற முந்தையக் கருத்து தவறு என நிரூபிக்கப்பட்டு விட்டது. பல எளிய பொருள்கள் பல்வேறு நிறைகளைக் கொண்ட அணுக்களைப் பெற்றுள்ளன என அறியப்பட்டுள்ளது. ஒரு தனிமத்தின் அணு எடை என்று நாம் கூறுவதெல்லாம் எளிய பொருளினுடைய அணுக்களின் சராசரி நிறையே ஆகும். அறியப்பட்டுள்ள எல்லா ஐசோடோப்புகளின் 0·001 அளவிற்கு நிர்ணயிக்கப்பட்ட அணு எடைகள் எல்லாம் முழு எண்களை நெருங்கிக் காணப்படுவது வியப்பிற்குரியதாக உள்ளது. இவற்றின் அடிப்படையில் **முழு எண்கள் விதி** (rule of whole numbers) என்ற ஒரு பொதுவான விதியை ஆஸ்டன் தொகுத்து அளித்தார். **எல்லாத் தனிமங்களினுடைய உண்மையான அணு எடைகள் முழு எண்களாகும்.** வழக்கத்திலுள்ள அணு எடைகள் முழு எண்களிலிருந்து விலகிக் காணப்படுவதற்குக் காரணம், பல எளிய பொருள்கள் ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளாக இருப்பதுவேயாகும்.



படம் 52.
ஆர்கான் மற்றும் கிராப்டானின் நிறை நிறநிரல்

ஒரே குழுவைச் சேர்ந்த ஐசோடோப்புகளைக் குறிப்பிடுவதற்கு எப்போதும் போன்றே தனிமங்களின் குறியீட்டை எழுதி அத்துடன் அவற்றின் மேல் வலது பக்க மூலையில் அவற்றின் அணு எடைகள் எழுதப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக குளோரினுடைய ஐசோடோப்புகளை Cl^{35} மற்றும் Cl^{37} என்றும், மக்னீசியத்தின் ஐசோடோப்புகளை Mg^{24}, Mg^{25} மற்றும் Mg^{26} என்றும் குறிப்பிடுகிறோம்.

தற்போது எல்லாத் தனிமங்களும் ஐசோடோப்புகளை பெற்றுள்ளனவா என அறிய ஆய்வுகள் நடத்தப்பட்டுள்ளது. அதன் பயனாக பெரும்பாலான தனிமங்கள் ஐசோடோப்புக் குழுக்களாகவே உள்ளன என்றும் மற்றும் மிகச் சிலவே ஐசோடோப்புகளைப் பெற்றில்லாமல் உள்ளன என்றும் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. சில குழுக்களில் ஐசோடோப்புகளின் எண்ணிக்கை மிகவும் அதிகமாக உள்ளது; எடுத்துக்காட்டாக, ஐசோடோப்புகளின் எண்ணிக்கை காட்மியத்திற்கு எட்டாகவும், டெலூரியத்திற்கு எட்டாகவும் மற்றும் டின்னுக்கு பத்தாகவும் உள்ளது. கதிரியக்க மற்ற தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளின் மொத்த எண்ணிக்கை

இதுவரை 280-ஐ எட்டியுள்ளது; இத்துடன் இயற்கையில் நிலவும் மற்றும் செயற்கை முறையில் உண்டாக்கப்பட்ட கதிரியக்கத் தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளின் எண்ணிக்கையையும் கூட்டினுல், கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ள ஐசோடோப்புகளின் எண்ணிக்கை 1,200-க்கும் அதிகமாக உள்ளது.

ஐசோடோப்புகளின் வேதியியல் பண்புகள் ஒத்திருப்பதால் அவற்றைப் பிரித்துப் பெறுவது என்பது மிகவும் கடினமாக உள்ளது. இருப்பினும், வேதியியப் பண்புகளைச் சார்ந்திராத ஆனுல் முக்கியமாக அணுக்களின் நிறைகளைச் சார்ந்திருக்கும் இயற்பாட்டைப் பயன்படுத்தி, பல்வேறு எளிய பொருள்களைப் பகுதியளவு ஐசோடோப்புகளாகப் பிரிக்க முடிகிறது. எடுத்துக் காட்டாக, 1921-ல், பின்னக்காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் அணு எடையில் 0·189 அளவிற்கு வித்தியாசம் கொண்ட மெர்க்குரியின் இரண்டு பகுதிகள் பெறப்பட்டன. 1932-ல் சாதாரண நியானை பெரிதும் தூய நிலையில் Ne^{20} மற்றும் Ne^{22} ஆகியவற்றைக் கொண்ட இரண்டு பகுதிகளாகவும் 1939-ல் குளோரினுடைய ஐசோடோப்புகளை முழுவதுமாக தனித்தனி பகுதிகளாகவும் திரும்பத் திரும்ப நடத்திய விரவுதல் மூலம் பிரித்தெடுக்கப் பட்டன. தற்போது இம் முறையில் பல்வேறு தனிமங்களினுடைய பல ஐசோடோப்புகள் தூய நிலையில் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

ஐசோடோப்புகளின் வேதியியப் பண்புகள் கிட்டத்தட்ட முழுமையாக ஒத்திருக்கின்றன என மேலே கூறப்பட்டது. இதன் பொருள், ஐசோடோப்புகளின் வேதியியப் பண்புகளுக்கிடையே ஏதேனும் வேற்றுமை இருப்பினும், அது இதுவரை நம்மால் கண்டறியப்பட முடியாத அளவிற்கு மிகச் சிறியதாகவே இருக்க வேண்டும் என்பதாகும். இதற்கு ஒரு விலக்காக இருப்பவை H^1 மற்றும் H^2 என்ற ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகளாகும். இவற்றின் அணு எடைகளுக்கு இடையே அதிகச் சார்பு வித்தியாசம் காணப்படுவதன் காரணமாக, அதாவது ஒரு ஐசோடோப்பு மற்றொன்றைக் காட்டிலும் இரு மடங்கு அளவிற்கு கனமாக இருப்பதன் காரணமாக, இவ் ஐசோடோப்புகளின் பண்புகள் உணரக்கூடிய அளவிற்கு வேறுபட்டுள்ளன. இதன் காரணமாக, வேதியிய முறையிலேயே இவை முழுமையாகப் பிரித்தெடுக்கப்பட்டுள்ளன. அணு எடையை இரண்டாகக் கொண்ட ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்பு, டாய்ட்டிரியம் (deuterium) எனப்படுகிறது; இது D என்று குறிப்பிடப்படுகிறது. டாய்ட்டிரியம் சாதாரண ஹைட்ரஜனில் சுமார் 0·017 சதவீதம் அளவு காணப்படுகிறது. ஹைட்ரஜன், டிரைட்டியம் (பாதிச்

சிதைவுக் காலம் சுமார் 12 வருடங்கள்) எனப்படும் ஒரு கதிரியக்க ஐசோடோப்பையும் H^3 பெற்றுள்ளது; இதனை செயற்கை முறையில் மட்டும்தான் உண்டாக்கமுடியும். டிரைட்டியம் இயற்கையில் கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை.

டாய்ட்டிரியம் மற்றும் ஆக்ஸிஜனுடைய சேர்மம் D_2O கனநீர் (heavy water) எனப்படுகிறது.

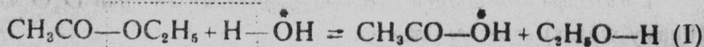
கனநீரோடு, சாதாரண ஹைட்ரஜனுக்குப் பதிலாக டாய்ட்டிரியத்தைக் கொண்ட பல சேர்மங்களும் பெறப்பட்டுள்ளன. கன அம்மோனியா ND_3, கன ஹைட்ரஜன் குளோரைடு DCl ஆகியவை சில எடுத்துக்காட்டுகளாகும்.

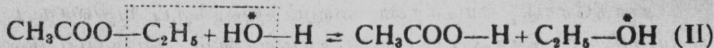
கனநீர் உற்பத்தி செய்தல் மற்றும் பல தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளை பிரித்தெடுத்தல் ஆகியவை ஐசோடோப்பு வேதியியல் எனப்படும் ஒரு புதிய வேதியியல் கிளை வெகு விரைவில் வளர்ச்சி பெறுவதற்குக் காரணமாய் இருந்தன. **ஐசோடோப் காட்டிகள்** (Isotopic indicators) வேதியியல் மற்றும் உயிரியல் வினைகளின் வழிமுறைகளை அறிந்து கொள்வதற்கு ஐசோடோப் காட்டிகள் அல்லது 'இணைக்கப்பட்ட அணுக்கள்' (labeled atoms) கடந்த பத்தாண்டுகளாகப் பெரிதும் பயன்படுத்தப்பட்டன. வேதி மாற்ற வினைகளின்போது எந்தத் தனிமத்தின் வழிமுறையை அறிந்துகொள்ளவேண்டுமோ அதன் ஐசோடோப்புகளில் ஒன்றின் அடர்வை எடுத்துக் கொண்ட வினைப்பொருள்களில் ஏதேனும் ஒன்றில் மாற்றுவதன் மூலம், வினையில் அத் தனிமத்தின் வழியை அறிந்து கொள்ள முடிகிறது. இதன் அடிப்படையில்தான் ஐசோடோப் காட்டிகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. வேதியிய வினைகளில் ஒரே தனிமத்தின் எல்லா ஐசோடோப்புகளின் செயலும் கிட்டத்தட்ட முழுமையாக ஒத்திருப்பதால், பல்வேறு வினையின் வினைபொருள்களில் தனிமத்தின் ஐசோடோப்பு இயைபு மாற்றம் பெறுவது வினையில் அதன் தடத்தை அறிவதற்கு வழிவகுக்கிறது.

இப்புதிய முறை கொண்டு கரிம வேதியியலில் விவாதத்திற்குரியவைகளாக இருந்த பல வினைகளின் வழிமுறைகள் சரியாகக் கண்டறியப்பட்டுள்ளன. இரண்டு எடுத்துக்காட்டுகள் பின் வருமாறு:

(1) நீண்ட நாட்களாக, கரிம வேதியியலில் எஸ்ட்டரை கார நீராற் பகுத்தல் (saponification) வினையின் வழிமுறை பற்றி மாறுபட்டக் கருத்துக்கள் நிலவி வந்தன. பிணைப்புகள் முறிந்து

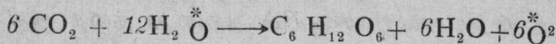
மற்றும் உணடாகும் விதத்தில் வித்தியாசப்படும் இரண்டு வழி முறைகள் இவ்வினைக்குச் சாத்தியமாக உள்ளன. எடுத்துக் காட்டாக, ஈத்தைல் அசிட்டேட் நீராற்பகுப்பு அடைவதைக் காண்போம்:

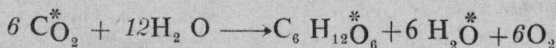




இவ்விரண்டு வினை வழி முறைகளில் எது சரியானது என்பதை, அதிக அளவு கன ஆக்ஸிஜன் ஐசோடோப்பை O^{18} கொண்ட நீரை வினைக்குப் பயன்படுத்தி, மிக எளிதின் சந்தேகத் திற்கு இடமின்றி நிரூபிக்கலாம். ஆக்ஸிஜனின் கன ஐசோடோப்பு (வினைகளில் உடுக்குறி மூலம் காட்டப்பட்டுள்ளது) சமன்பாடு I-ன் படி அமிலத்திற்கும் சமன்பாடு(II)-ன்படி ஆல்கஹாலுக்கும் செல்ல வேண்டும். சமன்பாடு II சரியான வழிமுறையைக் காட்டுவது அல்ல என கைவிடப்பட்டாகிவிட்டது; ஏனெனில், உண்டான ஆல்கஹாலை எரித்துபெறப்பட்ட நீர் இயல்பான அடர்த்தியையே பெற்றிருந்தது; ஆல்கஹாலில் ஆக்ஸிஜனுடைய எவ்வித கன ஐசோடோப்புகளும் இருக்கவில்லை.

(2) தாவரங்கள் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடை செரிமானம் செய்யும் வினை வழிமுறையை அறிந்து கொள்வதற்கு ஆக்ஸிஜனின் கன ஐசோடோப்பை O^{18} (O^{18} ஐசோடோப்பின் அளவை அதிக மாகக் கொண்ட Co_2 மற்றும் நீரும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன) பயன்படுத்தியபோது, வினை பின்கண்டச் சமன்பாடுகளின்படி நிகழ்வதாக கண்டறியப்பட்டது.





எனவே, தாவரங்களினுல் வெளி மண்டலத்தினுள் திரும்ப செலுத்தப்படும் ஆக்ஸிஜன் நீரில் இருந்துதான் வருகிறது (CO_2-விருந்து இல்லை) என அறியப்படுகிறது.

கதிரியக்கத் தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளை அதிக் எண்ணிக்கையில் கண்டுபிடித்து மற்றும் உற்பத்தி செய்த பிறகு, மேற்குறிப்பிட்ட புதிய ஆய்வு முறை வெகுவாகப் பயன்படுத்தப் பட்டது.

ஆஸ்டன் முறையில் தனிமங்களை ஆய்வு நடத்தியதன் பயனாக, ஐசோடோப்புகளின் ஒரு தனிப்பட்ட குழுவை உண்டாக்கும் வெவ்வேறு எடைகளைக் கொண்ட அணுக்கள் இருப்பதோடு, வெவ்வேறு குழுக்களைச் சேர்ந்த சம எடைகளைக் கொண்ட, அதனால் வேறுபட்ட மின் சுமைகளைக் கொண்ட அணுக்களும் நிலவியுள்ளன எனத் தெரிய வந்தது. இதற்கான எடுத்துக் காட்டுகள்: Ar^{40}, K^{40}, Ca^{40}; Cr^{54}, Fe^{54}; Cd^{112}, Sn^{112}. சம எடைகளைக் கொண்ட, ஆனால் வெவ்வேறு வேதிப் பண்புகளைக்கொண்ட அணுக்களை **ஐசோபார்கள்** (Isobars) என்கிறோம். அணுவின் நிறை அதன் வேதியியப் பண்புகளை நிர்ணயிப்பதில்லை என்பதற்கும் **அணுவின் பண்புகள் முக்கியமாக அணுக்கரு மீதுள்ள மின் சுமையைச்** சார்ந்துள்ளன என்பதற்கும் ஐசோபார்கள் நிலவியிருப்பது ஒரு விளக்கமான நிரூபணமாகும்.

ஐசோடோப்பின் கண்டுபிடிப்பு, **வேதியியத் தனிமம்** பற்றிய கருத்தில் ஒரு மாற்றம் தேவை என்பதைச் சுட்டிக்காட்டியது. முன்பே குறிப்பிட்டப்படி, வேதியியத் தனிமக் கருத்து அண்மையில் பெரும்பாலும் 'அணுக்' கருத்துடன் ஒன்றிவிட்ட கருத்தாக உள்ளது. எத்தனை வகை அணுக்கள் உள்ளனவோ அத்தனை வகைத் தனிமங்கள் உள்ளன எனக் கருதப்பட்டது. ஆனால், இப்போது ஐசோடோப்புகளின் கண்டுபிடிப்பின் பயனாக, வெவ்வேறு வகை அணுக்களின் எண்ணிக்கை ஏறக்குறைய 280-ஐ (கதிரியக்கத் தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளைச் சேர்க்காமல்) எட்டிவிட்டது; இது மேலும் அதிகரிக்கவும் செய்யலாம். எனவே, ஒரே குழுவைச் சேர்ந்த ஐசோடோப்புகளை வெவ்வேறு தனிமங்கள் எனக் கருத வேண்டுமா அல்லது, முன்பு போலவே, ஒரே தனிமமாகக் கருதவேண்டுமா என்று கேள்வி எழுகிறது. பல ஆய்வுகள் (ஐசோடோப்புகளின் ஒத்த வேதிப் பண்புகள், இவற்றைப் பிரிப்பதில் உள்ள சிரமம் மற்றும் பல) பின்னதிற்கே ஆதரவைத் தருகின்றன. இக்காரணத்தினால்தான், அணு எடைகளுக்கான உலகநாடுகள் குழு 1923-ம் ஆண்டிலேயே, வேதியியத் தனிமம் அதன் அணு எண்ணால் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது என்றும் அது ஒத்த அல்லது வெவ்வேறு நிறைகளைக் கொண்ட அணுக்களை பெற்றிருக்கலாம் என்றும் முடிவு கொண்டது.

எனவே, **ஒரு குறிப்பிட்ட நேர்மின் அணுக்கரு சுமையினால் சிறப்பிக்கப்படும் அணுக்களின் இனங்களைக் கொண்டதே வேதியத் தனிமம் எனப்படுகிறது.**

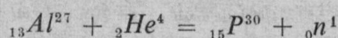
ஒத்த அணுக்களைக் கொண்ட தனிமங்கள் பொதுவாக தூய தனிமங்கள் என்றும் வெவ்வேறு நிறைகளுடைய அணுக்களைக்

கொண்ட தனிமங்கள் 'கலப்புத்' தனிமங்கள் என்றும் அழைக்கப் படுகின்றன.

55. செயற்கை கதிரியக்கம்

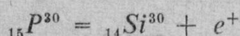
1933-ல் இரின் க்யூரி மற்றும் ஃபிரடெரிக் ஜோலியட்-க்யூரி ஆகியோர் போரன், மக்னீசியம் மற்றும் அலுமினியம் போன்ற இலேசான தனிமங்கள் α துகள்கள் கொண்டு தாக்கப்படும்போது பாஸிட்ரான்களை வெளிப்படுத்துகின்றன எனக் கண்டறிந்தனர். அடுத்த ஆண்டு, α-துகள்களைத் தரும் மூலப் பொருளை நீக்கியதும் பாஸிட்ரான்கள் வெளிப்படுவது உடனடியாக நின்றுவிடாமல் மேலும் நெடுநேரத்திற்குத் தொடர்ந்து நிகழ்ந்ததைக் கண்டறிந் தனர். இதிலிருந்து, α-துகள் தாக்குதலினால் ஒரு குறிப்பிட்ட ஆயுட் காலத்தைக் கொண்ட சில கதிரியக்க அணுக்கள் உண்டா கின்றன என்றும் ஆனால், இவை α-துகள்கள் அல்லது எலெக்ட் ரான்களுக்குப் பதிலாக பாஸிட்ரான்களை வெளிப்படுத்துகின்றன என்றும் அறியப்பட்டது. இவ்வாறுதான் செயற்கைக் கதிரியக்கம் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது; இது முழுமையாக ஒரு சிறப்பான தன்மை யுடையதாக இருந்தது. இக் கதிரியக்கத்தில் நிகழும் அணுக் கருச் சிதைவின்போது பாஸிட்ரான்கள் வெளிப்படுகின்றன.

இரின் க்யூரி மற்றும் ஃபிரடெரிக் ஜோலியட்-க்யூரி, α-துகளின் தாக்குதலால் மிகவும் நிலையற்ற அணுக்கரு உண்டாவதே இவ் வியற்பாட்டிற்குக் காரணம் எனக் கருதினர்; நிலையற்ற அணுக்கரு பாஸிட்ரான்களை வெளிவிட்டுச் சிதைகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, அலுமினியத்தை எடுத்துக் கொண்டால் வினை இரண்டு படிகளில் நிகழ்கிறது :



$$_{13}Al^{27} + {_2He^4} = {_{15}P^{30}} + {_0n^1}$$

இங்கு $_{15}P^{30}$ செயற்கை பாஸ்பரஸ் ஐசோடோப்பாகும்; இது 'ரேடியோபாஸ்'பரஸ் எனப்படும். இது நிலையற்றதாதலால் (பாதிச் சிதைவுக் காலம் 3 நிமிடங்கள் மற்றும் 15 செகண்டுகள்) ஒரு நிலையான அணுக்கருவாகச் சிதைகிறது.



$$_{15}P^{30} = {_{14}Si^{30}} + e^+$$

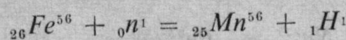
போரன் மற்றும் மக்னீசியம் அணுக்கருக்களை α-துகள்கள் கொண்டு தாக்கும்போதும் இதுபோன்ற வினைகளே நடைபெறு கின்றன. முன்னதில் 'ரேடியோநைட்ரஜனும்' $_7N^{13}$ (பாதிச் சிதைவுக்காலம் 14 நிமிடங்கள்) பின்னதில் 'ரேடியோசிலிக்கனும்'

$_{14}Si^{27}$ (பாதிச் சிதைவுக் காலம் 3 நிமிடங்கள் மற்றும் 30 செகண்டுகள்) உண்டாகின்றன.

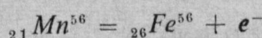
செயற்கை முறையில் பெறப்பட்ட கதிரியக்கப் பொருள்களின் அளவு மிகக் குறைவாக இருந்தபோதிலும், அவற்றின் தன்மைகள் வேதியிய முறைகளினால் வெற்றிகரமாக கண்டறியப்பட்டுள்ளன; இவற்றின் அடிப்படையிலேயே மேற்கண்ட சமன்பாடுகள் எழுதப்படுகின்றன.

இரின் க்யூரி மற்றும் ஃபிரடெரிக் ஜோலியட்-க்யூரி ஆகியவர்களால் பெறப்பட்ட முடிவுகள் ஒரு புதிய விரிவான பகுதியை ஆய்வுகளுக்காக ஈந்தன. விரைவிலேயே பல ஒத்த ஆய்வுகள் நிகழ்த்தப்பட்டன். அவற்றுள் மிகவும் முக்கியமானது அணுக்கருவைத் தாக்குவதற்கு நியூட்ரான்களைப் பயன்படுத்தியதாகும். இம்முறையில், சில செகண்டுகளிலிருந்து பல நாட்கள் வரையான பாதிச் சிதைவுக் காலத்தைக் கொண்ட பல பன்னிரண்டு புதிய கதிரியக்கத் தனிமங்கள் பெறப்பட்டன. இவற்றுள் பல தனிமங்கள் வேதியிய முறைகளினால் பிரித்தெடுக்கப்பட்டன.

ஆல்ஃபாத்துகள் தாக்குதலில் நிகழ்வதுபோல் அல்லாமல் பின்னர் கண்ட எல்லாவற்றிலும் வெளிப்படும் கதிர்களில் எலெக்ட்ரான்களே உள்ளன. தனிமங்களை நியூட்ரான்களால் தாக்கும்போது ரேடியோ தனிமங்கள் உண்டாவதன் வினைவழி முறை பின்வருமாறு: நியூட்ரானை பிடித்துக்கொண்டதும் அணுக்கரு ஒரு புரோட்டானை வெளிப்படுத்தி ஒரு எண் குறைந்த அணு எண்ணைக் கொண்ட நிலையற்ற ஒரு புதிய அணுக்கருவாக மாறுகிறது; இது, ஒரு எலெக்ட்ரானை வெளிப்படுத்தி மீண்டும் அதே அணுக்கருவை உண்டாக்குகிறது; எடுத்துக்காட்டு:



$$_{26}Fe^{56} + {}_{0}n^{1} = {}_{25}Mn^{56} + {}_{1}H^{1}$$



$$_{21}Mn^{56} = {}_{26}Fe^{56} + e^{-}$$

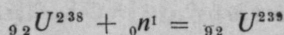
எலெக்ட்ரான் அல்லது பாஸிட்ரான் கதிரியக்கத்துடனும் மற்றும் ஒரு செகண்டின் பகுதியளவுகளிலிருந்து பல மாதங்கள் வரையான பாதிச் சிதைவுக் காலத்தையும் கொண்ட நான்கு நூறுகளுக்கும் மேற்பட்ட கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் தற்போது அறியப்பட்டுள்ளன. கதிரியக்கத் தனிமங்கள் மற்றும் அவற்றின்

செயல்களைப் பற்றிக் கூறும் வேதியியலின் கிளையை **கதிரியக்க வேதியியல் (Radiochemistry)** என்கிறோம்.[1]

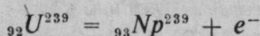
56. யுரேனியத்திற்கு அப்பாலுள்ள தனிமங்கள்

அணுக்கருக்களைத் தாக்குவதற்கு நியூட்ரான்களைப் பயன் படுத்தியது. அறியப்பட்டுள்ள எல்லாத் தனிமங்களுக்கும் கதிரி யக்க ஐசோடோப்புகளை உண்டாக்குவதைச் சாத்தியமாக்கிய தோடு, அறிவியலாரின் நீண்டநாள் பிரச்சனையையும், அதாவது யுரேனியத்திற்கும் (எண் 92) பின்னால் நிலவியிருக்கும் தனிமங் களைப் பற்றிய பிரச்சனையையும் தீர்த்து வைத்தது.

யுரேனியத்தின் மீதான நியூட்ரான்களின் விளைவு பற்றி ஆய்ந்தபோது முதல் யுரேனியம் கடந்த தனிமம் 1940-ல் கண்டு பிடிக்கப்பட்டது. 25 எலெக்ட்ரான் — வோல்டுகள் ஆற்றலைக் கொண்ட நியூட்ரான்களை U^{238} அணுக்கருக்கள் எளிதில் உறிஞ்சிக் கொண்டு 23 நிமிடங்களை பாதிச் சிதைவுக் காலமாகக் கொண்ட மிகவும் நிலையற்ற யுரேனியத்தின் U^{239} β– கதிரியக்க ஐசோடோப் பாக மாறுகிறது. U^{239}, β – துகள்களை வெளிவிட்டு 93 - ஐ அணு எண்ணைக் கொண்ட ஒரு புதிய தனிமமாக மாறுகிறது. சூரிய அமைப்பில் யுரேனஸ்ஸை அடுத்து நெப்ட்யூன் வருவதோடு ஒப் பிட்டு இப்புதிய தனிமத்திற்கு **நெப்டூனியம்** என பெயரிடப் பட்டது.



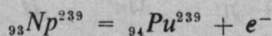
$$_{92}U^{238} + {_0}n^1 = {_{92}}U^{239}$$



$$_{92}U^{239} = {_{93}}Np^{239} + e^-$$

(23 நிமிட)

இதனை அடுத்து நெப்டூனியமும் கதிரியக்கத் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதாகக் கண்டறியப்பட்டது; இது β-சிதைவடைந்து 94-ஐ அணு எண்ணைக் கொண்ட ஒரு தனிமத்தை உண்டாக்கு கிறது. இதற்கு **புளுட்டோனியம் (*Pu*)** என்ற பெயர் வழங்கப் பட்டது :



$$_{93}Np^{239} = {_{94}}Pu^{239} + e^-$$

(2.3 நாட்கள்)

எனவே, நியூட்ரான்கள் கொண்டு யுரேனியத்தை தாக்கும் போது நெப்டூனியம், புளுட்டோனியம் என்ற இரண்டு யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள் உண்டாயின.

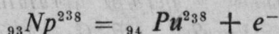
[1] **இதனைக் கதிர்வீச்சு வேதியியலுடன் (Radiation Chemistry) குழப்பக் கூடாது; இதில் அயனியாக்கலை உண்டாக்கும் கதிர்வீச்சுகளின் செயலினால் நிகழும் வேதியியவினைகளைப் பற்றிக் கூறப்படுகிறது.**

புளுட்டோனியம் Pu^{239} மிகவும் நிலையான தனிமம்; இதன் பாதிச் சிதைவுக் காலம் சுமார் 24,000 வருடங்களாகும். இது α-துகள்களை வெளி வீசிக்கொண்டு மிகவும் மெதுவாக யுரேனியம் ஐசோடோப்பாக U^{235} மாறுகிறது.

வேறொரு புளுட்டோனியம் ஐசோடோப்பு Pu^{238}, சைக்ளோட்ரானில் யுரேனியத்தை டாய்ட்ரான்கள் கொண்டு தாக்கி முன்பே பெறப்பட்டுள்ளது; அதே சமயத்தில் ஒரு துணை விளைபொருளாக நெப்டுனியத்தின் Np^{238} ஒரு நிலையற்ற ஐசோடோப்பும் உண்டாகிறது. வினை கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகளின்படி நிகழ்கிறது :



$$_{92}U^{238} + {}_1H^2 = {}_{93}Np^{238} + 2{}_0n^1$$



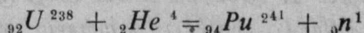
$$_{93}Np^{238} = {}_{94}Pu^{238} + e^-$$

(2 நாட்கள்)

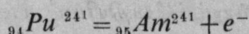
புளுட்டோனியம் ஐசோடோப்பு Pu^{238} α-கதிரியக்கம் உடையது; பாதிச் சிதைவுக் காலம் சுமார் 50 வருடங்கள்.

1942-ல் நெப்டுனியத்தின் வேறொரு ஐசோடோப்பும் Np^{237}, பெறப்பட்டது. இது சிறப்பாகக் குறிபிடத்தக்கதொன்றாகும்; ஏனெனில் இது α – கதிரியக்கம் உடையதாகவும் மற்றும் மிக நீண்ட பாதிச் சிதைவுக் காலத்தைக் (2.25×10^6 வருடங்கள்) கொண்டதாகவும் உள்ளது. இதன் உயர் நிலைப்புத் தன்மைக் காரணமாக இது நெப்டுனியத்தின் வேதியியப் பண்புகளைப் பற்றிப் படித்தறிவதற்கு மிகவும் உகந்ததாக உள்ளது.

1944-ல் 95 மற்றும் 96 என அணு எண்களைக் கொண்ட மேலும் இரண்டு யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. இவை **அமெரிசியம்** (Am) மற்றும் **க்யூரியம்** (Cm) எனப்பட்டன. முன்னது, ஒரு சைக்ளோட்ரானில் U^{238} ஐ பெருமளவு திசைவேக ஹீலியம் அணுக்கருக்களால் தாக்கி பெறப்படுகிறது. வினை இரண்டு படிகளில் நிகழ்கிறது:



$$_{92}U^{238} + {}_2He^4 = {}_{94}Pu^{241} + {}_0n^1$$



$$_{94}Pu^{241} = {}_{95}Am^{241} + e^-$$

இது போன்றே புளுட்டோனித்தையும் (Pu^{239}) தாக்கினால். க்யூரியம் உண்டாகிறது.



$$_{94}Pu^{239} + {}_2He^4 = {}_{96}Cm^{242} + {}_0n^1$$

1950-ல் *97* மற்றும் *98* அணுக்கரு மின் சுமைகளைக் கொண்ட தனிமங்கள், *35 MeV* அளவு ஆற்றல்களைக் கொண்ட **α**-துகள்களினால் Am^{241} மற்றும் Cm^{422} ஆகியவற்றைத் தாக்கி பெறப்பட்டன. இவற்றிற்கு **பெர்க்கிலியம் (*Bk*)** மற்றும் **கலிஃபோர்னியம் (*Cf*)** எனப் பெயரிடப்பட்டது. இரு தனிமங்களும் மிகக் குறைந்த அளவுகளில் (பெறப்பட்ட கலிஃபோர்னியத்தின் மொத்த அளவு *10,000* அணுக்களுக்கு அதிகமாகக் கிடையாது) தயாரிக்கப்பட்டன; இருப்பினும் இவற்றைச் சிறந்த முறையில் பிரித்தெடுத்து இவற்றின் கதிரியக்கம் மற்றும் வேதியியப் பண்புகளை படித்து அறிய முடிந்தது.

1954-ல் சைக்ளோட்ரான்கள் மற்றும் அணுக்கரு உலைகளில் மேலும் இரண்டு தனிமங்கள் உற்பத்தி செய்யப்பட்டன. இவை மெண்டலீஃபின் அட்டவணையில் கலிஃபோர்னியத்தை அடுத்து அமைகின்றன. இவற்றின் அணுக்கரு மின் சுமைகள் *99* மற்றும் **100** ஆகும். இப்புதிய தனிமங்களுக்கு, அறிவியலார்கள் *A*. ஐன்ஸ்டீன் மற்றும் *E*. ஃபெர்மி ஆகியோரை சிறப்பிக்கும் வகையில் **ஐன்ஸ்டீனியம் (*Es*)** மற்றும் **ஃபெர்மியம் (*Fm*)** எனப் பெயரிடப்பட்டன. இவற்றின் நிறை எண்கள் முறையே 254 மற்றும் 253 ஆகும்.

ஒவ்வொரு புதுத்தனிமத்தையும் உருவாக்குவது என்பது மேலும் மேலும் சிக்கலாக உள்ளது; மனிதனின் ஆராய்ச்சி மற்றும் தற்கால சோதனை நுட்பமுறைகளின் மிகச் சிறந்த சாதனையாக இருப்பது **101**-ஐ அணு எண்ணைக் கொண்ட ஒரு புதிய தனிமத்தின் கண்டுபிடிப்பாகும். இத்தனிமத்திற்கு புகழ்பெற்ற ருஷிய வேதியியலாரின் பெயரைத் தழுவி **மெண்டலீவியம் (*Md*)** என பெயரிடப்பட்டது.

மெண்டலீவியம், ஐன்ஸ்டீனியத்தின் ஐசோடோப்புகளில் ஒன்றான Es^{253} ஐ, சுமார் *40 MeV* ஆற்றல்களைக் கொண்ட **α**-துகள்களினால் தாக்கி பெறப்பட்டது **(*USA*, *1955*)**. மொத்தமாக மெண்டலீவியத்தின் *17* அணுக்களையே பெற முடிந்தது; எனினும் இதனை உருவாக்கிய *G*. சைபோர்க் மற்றும் அவரது சகாக்களால் இதன் கதிரியக்கம் மற்றும் வேதியியப் பண்புகளைக் கண்டறிய முடிந்தது.[1]

[1] கலீன் சைபோர்க், கலிஃபோர்னியா பல்கலைக் கழகத்தின் கதிர்வீச்சுச் சோதனைச் சாலையின் தலைவர் நோபல் பரிசு பெற்றவர். இவரது தலைமையின் கீழ் பத்து புது வேதியியத் தனிமங்கள் பெறப்பட்டன.

மற்றொரு சிக்கலான காரணியாக இருந்தது மெண்டலீவியம் மிகக் குறுகிய ஆயுட்காலத்தைப் பெற்றிருந்ததாகும். இதன் பாதிச் சிதைவுக்காலம் 30 நிமிடங்கள் ஆகும்.

மெண்டலீவியத்தின் உற்பத்தி புதிய தனிமங்களின் தொகுப்பு முறையை முற்றுப் பெறச் செய்துவிடவில்லை. 1958-ல் 102 அணு எண் கொண்ட தனிமம் பெறப்பட்டு சைபோர்கின் சோதனைச் சாலையில் கண்டறியப்பட்டது. 3 செகண்டுகளை பாதிச் சிதைவுக் காலமாகக் கொண்ட இத் தனிமம் **நொபிலியம்** (*No*) என பெயரிடப்பட்டது. ஒரு நெடுக்கை முடுக்கியில் க்யூரியம் தனிமத்தைக் கார்பன் அயனிகள் கொண்டு தாக்கி இது உற்பத்தி செய்யப்பட்டது.

*1960-69*க்குட்பட்ட ஆண்டுகளில் ஆக்டினைடு வரிசையைச் சேர்ந்த மேலும் இரண்டு தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. அவை லாரன்சியம் (*Lr*, எண் *103*), குர்ச்சடோவியம் (*Ku*, எண் *104*) ஆகியவைகளாகும்.

தற்போது, யுரேனியம் கடந்த தனிமங்களின் முக்கியமாக புளுட்டோனியத்தின் வேதியியப் பண்புகள் மிகவும் விரிவான முறையில் ஆய்ந்தறியப்பட்டுள்ளன.

நெப்டுனியம் மற்றும் புளுட்டோனியம் வேதித் தன்மையில் யுரேனியத்தை ஒத்துள்ளன. இவ்விரு தனிமங்களும், யுரேனியத்தைப் போன்றே, 3, 4, 5 மற்றும் 6 ஆகிய இணைதிறன்களைக் காட்டுகின்றன. இவற்றின் உயர் இணை திறனைக் கொண்டச் சேர்மங்களின் நிலைத்தன்மை யுரேனியத்திலிருந்து புளுட்டோனியம் வரை குறைகிறது; எனவே, நெப்டூனியம் மற்றும் முக்கியமாக புளுட்டோனியம் அவற்றின் மிகக் குறைந்த ஏற்ற எண்களிலிருந்து மிக உயர் ஏற்ற எண்களுக்கு ஏற்றம் பெறுவதற்கு, இதே மாற்றத்தை யுரேனியத்தில் நிகழச் செய்வதற்குத் தேவைப்படுவதைவிட, மிகச் சக்தி வாய்ந்த ஏற்றிகள் அவசியமாகிறது. மிக உயர் ஏற்ற எண்ணை கொண்டச் சேர்மங்களின் நிலைத் தன்மை புளுட்டோனியம், அமெரிசியம் மற்றும் க்யூரியம் ஆகியவற்றை அடுத்து தொடர்ந்துவரும் தனிமங்களிலும் குறைந்து கொண்டேச் செல்கிறது. இவற்றிற்குரிய சிறப்பு இணைதிறன் 3 ஆகும். க்யூரியம் அதன் சேர்மங்களில் மூவிணைதிறனுடன் மட்டுமே காணப்படுவதாகத் தோன்றுகிறது.

முதல் யுரேனியம் கடந்த தனிமங்களின் வேதியியப் பண்புகளின் சிறப்பியல்புகள், இவற்றிற்கும் அட்டவணையில் இவற்றிற்கு

மேலாக உள்ள ஆருவது தொகுதித் தனிமங்களுக்கும் இடையே எவ்வித ஒற்றுமையும் இல்லாது இருத்தல் ஆகியவை, லாந்தனைடு அணுக்களில் நிரம்புவதுபோல இவற்றின் அணுக்களிலும் இரண்டாவது வெளி ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்பாமல் மூன்ருவது வெளி ஷெல்லில்தான் நிரம்புகின்றன என்ற கருத்தை வலியுறுத்துகின்றன. இந்த ஷெல் தோரியத்திற்குப் (எண் 90) பிறகு இருந்து நிரம்பத் தொடங்குகிறது; எனவே, ஆக்டினியத்தைத் (எண் 89) தொடர்ந்து ஒரு வரிசைத் தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றை, லாந்தனைடுகளைப் போலவே ஆக்டினைடுகள் எனலாம்.

பிற யுரேனியம் கடந்த தனிமங்களின் உற்பத்தி மற்றும் அவற்றினுடைய வேதியியப் பண்புகள் பற்றிய ஆய்வுகள் இக் கருத்து சரியானதே என்றும் ஆக்டினியத்தை அடுத்து வரும் தனிமங்கள் வேதித் தன்மையில் லாந்தனைடுகளுடன் ஒத்துள்ளன என்றும் காட்டுகின்றன. இதனல், ஏழாவது வரிசையின் தனிமங்களின் முந்தைய அமைப்பு முறையை மாற்றுவது அவசியமாயிற்று. இவ்வரிசையில், முதல் மூன்று பெட்டிகள் மட்டும் நிரப்பப்பட்டுள்ளன; ஆக்டினைடுகள், லாந்தனைடுகளைப் போலவே அட்டவணையின் வெளியே அமைக்கப்படுகின்றன (பிரிவு 28 ஐக் காண்க).

8. வேதிவினை வேக இயலும் வேதிச் சமநிலையும்

வேதிவினைகளின் வேகங்களைப்பற்றிக் கூறும் வேதியியல் பிரிவு வேதிவினை வேக இயல் எனப்படும். இவ்வத்தியாயம் வேதிவினை வேக இயலைப் பற்றிய அடிப்படைக் கருத்துக்களைச் சுருக்கமாகத் தொகுத்து வழங்குகிறது.

57. வேதிவினைகளின் வேக வீதம்

வேதிவினைகளை நோக்கினுல் அவை பல்வேறு வேக வீதங்களுடன் நடைபெறக் கூடும் எனத் தெரிகிறது. சில வினைகள் வெகு வேகமாக கண நேரத்தில் நிகழக்கூடியவைகளாக உள்ளன. நீர்க் கரைசலில் உப்புகளுக்கிடையேயும் அமிலங்கள் காரங்களுக்கிடையேயும் நிகழும் வினைகளையும் மற்றும் வெடித்தலுடன் நிகழும் வினைகளையும் இதற்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகக் கூறலாம். வேறு சில வினைகளில் குறிப்பிடத்தகுந்த அளவிற்காவது வினைபொருள்கள் உண்டாக பல வருடங்கள் ஆகும் அளவிற்கு வினை மிகவும் மெதுவாக நடை பெறுகின்றன.

ஒரு வினையின் வேக வீதம் அல்லது திசைவேகம், ஒரு அலகு நேரத்தில் வினைப்பொருள்களின் அடர்வில் உண்டாகும் மாற்றத்தைக் கொண்டு அளந்தறியப்படுகிறது.

ஒரு அலகு கன அளவில் உள்ள பொருளின் அளவு அடர்வு எனப்படும். வினைவேக வீதங்களை அளக்கும்போது பொருள்களின் அடர்வுகளை மோல்கள் ஒரு லிட்டர் என்ற அலகால் தெரிவிக்கிறோம்.

ஒரு குறிப்பிட்ட கன நேரத்தில் வினைப் பொருள்களுள் ஒன்றின் அடர்வு இரண்டு மோல்கள் ஒரு லிட்டர் எனவும் ஒரு

நிமிடம் கழிந்தபின் 1·8 மோல்கள் ஒரு லிட்டர், அதாவது 0.2 மோல்கள் குறைந்துவிட்டது எனவும் வைத்துக் கொள்க. இது ஒரு லிட்டரில் எடுத்துக் கொண்ட பொருளின் அளவில் 0·2 மோல்கள் ஒரு நிமிட நேரத்தில் வினை புரிந்து விட்டது என்பதை தெரிவிக்கிறது. எனவே, பொருளின் அடர்வில் உண்டாகும் மாற்றம் ஒரு அலகு நேரத்தில் வினைக்கு உட்படும் பொருளின் அளவை அறிந்து கொள்வதற்கு அதாவது வினையின் வேகத்தை அறிந்து கொள்வதற்கு ஒரு அளவுகோலாகப் பயன்படுகிறது எனலாம். இதன் அடிப்படையில் வினையின் வேக வீதத்தை ஒரு அலகு நேரத்தில் வினைக்குட்பட்ட பொருளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை ஒரு லிட்டர் எனத் தெரிவிக்கலாம். மேற்குறிப்பிட்ட எடுத்துக்காட்டில் வினையின் வேக வீதம் 0·2 மோல் ஒரு நிமிடமாகும். பொருள்கள் சமான எடையளவுகளில் வினைபுரிவதால், வினைப் பொருள்களுள் ஏதாவது ஒன்றின் அடர்வு மாற்றத்தைக் கொண்டு வினையின் வேக வீதத்தை நிர்ணயித்துவிட முடியும்.

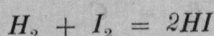
ஒவ்வொரு வினையின் திசை வேகமும், வினைப்பொருள்களின் தன்மை, அவற்றின் அடர்வு மற்றும் வினையின் சூழ்நிலைகள் (வெப்பநிலை, அழுத்தம், வினைவேக மாற்றிகள்) ஆகியவற்றைச் சார்ந்துள்ளது.

மூலக்கூறு-வேக இயல் கருத்தின் அடிப்படையில் அணுகினால் வினையின் வேக வீதம் வினைப்பொருள்களின் அடர்வைச் சார்ந்து இருக்கிறது என்பது எளிதில் புலனாகும். எடுத்துக்காட்டிற்காக, ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு தெரிந்த கன அளவில் கலக்கப்பட்ட இரண்டு வாயுநிலைப் பொருள்களுக்கு இடையே நிகழும் வினையைக் கவனிப்போம்.

வெகுவான திசை வேகங்களுடன் எல்லாத் திசைகளிலும் இயங்கிக் கொண்டிருக்கும் வாயு மூலக்கூறுகள் ஒன்றோடு ஒன்று மோதுவது உறுதி. மோதல் நிகழ்ந்தால்தான் இவை வினை புரியும்; எனவே, மூலக்கூறுகள் எந்த அளவிற்கு அடிக்கடி மோதுகின்றனவோ அந்த அளவிற்கு விரைவில் எடுத்துக் கொண்ட பொருள்கள் புதிய பொருள்களாக மாற்றப்படும்; மேலும் வினையின் வேக வீதமும் அதிகமாக இருக்கும். ஆனால் மூலக் கூறுகளுக்கு இடையே நிகழும் மோதல்களின் எண்ணிக்கை முக்கியமாக ஒரு அலகு கனஅளவில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை, அதாவது வினைப் பொருள்களின் அடர்வைப் பொருத்துக் காணப்படும்.

மூலக்கூறுகளிடையே நிகழும் ஒவ்வொரு மோதலினாலும் தவறாமல் புதிய மூலக்கூறுகள் உண்டாகின்றன எனக் கருதக் கூடாது. வேக இயல் கொள்கை ஒரு அலகு நேரத்தில் கொடுக் கப்பட்ட வினைபொருள்களின் அடர்வு வெப்பநிலைகளில் நிகழும்; மோதல்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிட வழி வகுக்கிறது மாறாக, வினைவேக விகிதங்களின் சோதனை நிர்ணயிப்பு அதே இடைவெளி நேரத்தில் உண்மையில் எத்தனை மூலக்கூறுகள் மாற்றத்திற்கு உட்படுகின்றன என்பதைத் தெரிவிக்கிறது. பின்னதின் எண்ணிக்கை எப்போதும் முன்னதைவிடக் குறை வாகவே உள்ளது. எனவே, மோதல் நிகழும் கணத்தில் பங்கு பெறும் மூலக்கூறுகளில் சில மற்றவற்றைவிட அதிக ஆற்றலுடன் 'வீரிய மூலக்கூறுகளாக' இருக்கவேண்டும் என்பது தெளிவு. இத்தகைய மூலக்கூறுகளுக்கிடையே மோதல்கள் நிகழும்போது தான் வேதிவினை நடைபெறுகிறது; மற்ற மூலக்கூறுகளுக்கிடையே நிகழும் மோதல்களினால் புதிய மூலக்கூறுகள் தோன்றுவதில்லை. வீரிய மூலக்கூறுகளின் சார்பு அளவு ஒவ்வொரு தனிப்பட்ட வினை யிலும் எப்படி இருந்தாலும், ஒரு அலகு கன அளவின் உள்ள அவற்றின் எண்ணிக்கை, அதனால் பயன் தரத்தக்க மோதல்களின் எண்ணிக்கை அடர்வு அதிகரிக்கும்போது அதிகரிக்கத்தான் வேண்டும்; இதன் பொருள் *a* வினையின் வேக விகிதமும் அதிகரிக் கிறது என்பதாகும்.

இனி, வினையின் திசை வேகத்திற்கும் வினைப் பொருள்களின் அடர்வுகளுக்கும் இடையேயான ஒரு தொடர்பை நிர்ணயிப்பது எவ்வாறு எனக் கவனிப்போம். ஹைட்ரஜனும் அயோடினும் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜன்அயோடைடு உண்டாகும் வினையை இதற் கான சிறந்த எடுத்துக்காட்டாக எடுத்துக் கொள்வோம்.



$$H_2 + I_2 = 2HI$$

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஹைட்ரஜன் மற்றும் அயோடின் ஆவிகளை ஒரு பாத்திரத்தில் சம கன அளவுகளில் கலந்து ஒவ்வொரு வாயுவின் அடர்வும் 0.1 மோல் / லிட்டர் ஆகும் வரை கலவையை அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்துவதாகக் கொள் வோம். வினை நிகழத் தொடங்குகிறது. ஒரு நிமிடத்தில் ஹைட் ரஜனுடைய 0.0001 மோலும் அயோடினுடைய 0.0001 மோலும் வினையுற்று ஹைட்ரஜன் அயோடைடாக மாறியுள்ளது, அதாவது வினையின் வேக விகிதம் 0.0001 மோல் / நிமிடம் எனக் கொள். ஏதாவது ஒரு வாயுவின், எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ர ஜனின் அடர்வை இரண்டு, மூன்று அல்லது நான்கு மடங்கு

அதிகரித்தால் (அதே பாத்திரத்தில் தேவையான அளவு வாயுவை மேலும் செலுத்துவதன் மூலம்) அதே மடங்கு அளவிற்கு H_2 மற்றும் I_2 மூலக்கூறுகளுக்கு இடையே நிகழும் மோதல்களின் எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்கும். இதன் காரணமாக வினையின் வேக விகிதம் அதே மடங்கு அளவிற்கு அதிகரிக்கும். இரண்டு வாயுக்களின் அடர்வுகளையும் ஒரே சமயத்தில் அதிகரித்தால், எடுத்துக்காட்டாக, ஒன்றின் அடர்வை இரண்டு மடங்கும் மற்றொன்றின் அடர்வை நான்கு மடங்கும் அதிகரித்தால், வினையின் வேக விகிதம் எட்டுமடங்கு அதிகரித்து $0.0001 \times 2 \times 4 = 0.0008$ மோல் / நிமிடம் மதிப்பிற்குச் சமமாக இருக்கும். எனவே, கீழ்க்கண்ட முடிவை நாம் பெறுகிறோம்.

ஒரு வேதி வினையின் வேக விகிதம் வினைப் பொருள்களினுடையப் அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகையுடன் நேர் விகிதத் தொர்டபைப் பெற்றுள்ளது.

இந்த மிகமுக்கியத் தத்துவத்தை 1867-ல் நார்வே தேசத்தைச் சேர்ந்த குல்பர்க் மற்றும் வாக் என்ற வேதி வல்லுநர்கள் வரையறுத்தனர். இது **நிறை தாக்கு விதி** எனப்படும்.

நிறை தாக்கு விதியைக் கணித முறைப்படி குறிப்பிடலாம். இதற்காக, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு வினையைப் போல ஒன்றின் ஒரு மூலக்கூறு மற்றொன்றின் ஒரு மூலக்கூறுடன் வினைபுரிவதைப் போன்ற எளிய வினைகளை எடுத்துக் கொள்வோம். இப்போது வினையில் பங்கு பெறும் வினைப்பொருள்களைப் பற்றி மட்டும் அறிய விரும்புவதால், இது போன்ற வினைகளைக் கீழ்க்கண்டவாறு ஒரு பொதுச் சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம்.

$$A + B = C$$

பொருள்கள் A, B ஆகியவற்றின் அடர்வுகளை முறையே $[A]$, $[B]$ எனவும், இந்த அடர்வுகளில் வினையின் திசை வேகத்தை v என்றும் குறிபபிட்டால் நமக்கு கிடைப்பது,

$$v = K \times [A] \times [B]$$

இங்கு K என்பது திசை வேகக் காரணி. இதனைத் **திசை வேக மாறிலி** என்கிறோம். இது எந்த ஒரு குறிப்பிட்ட வினைக்கும் கொடுக்கப்பட்ட வெப்பநிலையில் மாறாது இருக்கும். மேலும் இது வினைப்பொருள்களின் தன்மை வினை வேக விகிதத்தை எந்த அளவிற்குப் பாதிக்கிறது என்பதையும் சிறப்பாகக் காட்டுகிறது.

மேற்குறிப்பிட்ட வினையில் $[A] = 1$ என்றும் $[B] = 1$ என்றும் இருப்பின்,

$$v = K$$

என்ருகும்.

எனவே, வினைபொருள்களின் (அல்லது விளைபொருள்களின்) அடர்வுகளின் மதிப்பு எண் ஒன்றிற்குச் சமமாகும்போது, திசை வேக மாறிலி K வினை வேக விகிதத்திற்குச் சமமாகி விடுகிறது.

வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களுள் ஒன்றின் மூலக்கூறு களின் எண்ணிக்கை மற்றென்றின் எண்ணிக்கையை விட அதிகமாக இருப்பின், வினைக்குரிய வேக விகிதத்தின் கோவை சிறிது வேறு பட்டுக் காணப்படும். எடுத்துக்காட்டு:

$$2A + B = D \text{ அல்லது } A + AB = D$$

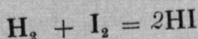
இவ்வினை நிகழ, ஒரே சமயத்தில் A - யினுடைய இரண்டு மூலக்கூறுகள் B-யினுடைய ஒரு மூலக்கூறுடன் மோதியாக வேண்டும். கணித முறைப்படி இது போன்ற வினைக்கு, வேக விகித சமன்பாட்டில் A-யின் அடர்வு இருமுறை குறிப்பிடப்பட வேண்டும் என அறியப்படுகிறது.

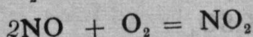
$$v = K \times [A] \times [A] + [B] = K \times [A]^2 \times [B]$$

பொதுவாக, Aயின் m மூலக்கூறுகள் Bயின் n மூலக்கூறு களுடன் வினைபுரியும்போது வேக விகித சமன்பாட்டை கீழ்க் கண்டவாறு குறிப்பிடலாம்.

$$v = K \times [A]^m \times [B]^n$$

இதனைக் கீழ்க்கண்ட சிறந்த எடுத்துக்காட்டுகள் மூலம் விளக்கலாம்.

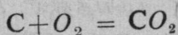

$H_2 + I_2 = 2HI \qquad v = K[H_2] \times [I_2]$


$2NO + O_2 = NO_2 \qquad v = k[NO]_2 \times [O_2]$

நேரம் செல்லச் செல்ல வினைபுரியம் பொருள்கள் பயன்படுத் தப்பட்டு அவற்றின் அடர்வு குறையத் தொடங்குவதால் அவ் வினையின் வேகமும் தொடர்ச்சியாகக் குறையத் தொடங்குகிறது. எனவே, ஒரு வினையின் திசை வேகத்தைப் பற்றி நாம் கூறுவ தெல்லாம் எடுத்துக் கொண்ட கணத்தில் அவ்வினையின் திசை வேகம் எவ்வளவு என்றே பொருள்படும்; அதாவது ஒரு குறிப்

பிட்ட இடை நேரத்தில் அடர்வுகள் மாருது இருக்கும் என்று கொண்டால் அக்கணத்தில் விணைக்கு உட்படும் பொருளின் அளவே அக்கணத்தில் அதன் திசை வேகம் என்பதாகும்.

விணையின் வேகவிகிதம் விணைபொருளின் அடர்வுகளைப் பொருத்து அமையும் என்ற கருத்து விணையில் பங்குபெறும் திண்மப் பொருள்களுக்கு ஒவ்வாது. திண்மப் பொருள்களில் அவற்றின் புறப்பரப்புகளில் மட்டும் விணை நிகழ்வதால், இங்கு விணையின் வேகவிகிதம் திண்மத்தின் புறப்பரப்பைப் பொருத்தே காணப்படுகிறது; அதன் பெரும்பகுதி அடர்வைச் சார்ந்து இருப்பதில்லை. எனவே, ஒரு விணையில் வாயுக்கள் மற்றும் கரைந்த பொருள்களுடன் திண்மங்களும் பங்கு பெற்றிருப்பின், விணையின் வேகவிகிதம் வாயுநிலை மற்றும் கரைந்த நிலையிலுள்ள பொருள்களின் அடர்வை மட்டும்தான் சார்ந்து இருக்கும். சான்ருக, கரி எரியும் விணையின் திசைவேகம்,

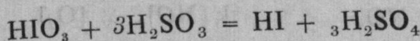


$$C+O_2 = CO_2$$

ஆக்ஸிஜனுடைய அடர்வைமட்டும்தான் சார்ந்து காணப்படுகிறது:

$$v = K[O_2]$$

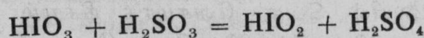
நடைமுறையில் வேகவிகிதங்களை அளக்கும்போது, நிறைத் தாக்கு விதியினின்றுசில தோற்றப் பிறழ்வுகள் காணப்படுகின்றன. இதற்குக் காரணம் **பல விணைகள் பல படிகளில் நிகழ்வதாகும்;** அதாவது ஒரு விணை தொடர்ந்த முறையில் பல படிகளில் நடக்கிறது எனலாம். எனவே, இதுபோன்ற விணையில் ஒவ்வொரு தனித் தனிப்படியைப் பொருத்தமட்டில் நிறை தாக்கு விதி சரியாக இருக்கும்; ஆனல் விணையை முழுமையாக எடுத்துக் கொண்டால் சரியாக இருப்பதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, அயோடிக் அமிலத் திற்கும் HIO_3 சல்ஃபூரஸ் அமிலத்திற்கும் இடையே நிகழும் விணையைக் கீழ்க்கண்ட முழுச் சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக் கலாம்:



$$HIO_3 + 3H_2SO_3 = HI + {}_3H_2SO_4$$

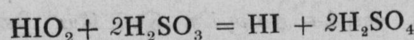
இருப்பினும், இவ்விணைக்குக் கண்டறியப்பட்ட வேகவீதம் சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தின் அடர்வின் மும்மடிப் பெருக்கத்துடன் நேர்விகிதச் சமமாய் அதிகரிப்பதில்லை. ஆனல் பெரிதும் சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தின் அடர்வின் ஒரு மடியுடன்தான் நேர் விகிதச் சமமாய் உள்ளது. இது நிறைதாக்கு விதிக்கு எதிர் மாருக இருப்பதுபோல் தோற்றமளிக்கிறது. இருப்பினும் இங்கு

எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட வினை இரண்டு படிகளில் நிகழ்வதாகக் கொள்வோம். முதல்படியில் அயோடிக் அமிலம் மெதுவாக அயோடஸ் அமிலமாக மாறுகிறது என்றும்



$$HIO_3 + H_2SO_3 = HIO_2 + H_2SO_4$$

பின்அயோடஸ் அமிலம் HIO_2 சல்ஃபூரஸ் அமிலத்துடன் **மிக வேகமாக** வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜன் அயோடைடுவையும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தையும் உண்டாக்குகிறது எனக் கொள்வோம.



$$HIO_2 + 2H_2SO_3 = HI + 2H_2SO_4$$

இங்கு கண்டறியப்படும் வினையின் வேகத்தை நிர்ணயிப்பது மெதுவாக நடைபெறும் முன் வினையாகும்; அதாவது, நிறை தாக்கு விதியின்படி, வினையின் வேக விகிதம் சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தினுடைய அடர்வின் முதல் மடியுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் இருக்கவேண்டும்; மாருக மும்மடி பெருக்குத் தொகையுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் இருக்கக்கூடாது என்பதாகும். (உண்மையில் இவ்வினை மிகவும் சிக்கலான முறையில் நிகழ்கிறது).

பெரும்பாலான வாயுவினைகள் மிகவும் சிக்கலான முறையில் நடைபெறுகின்றன என்றும் அவை நிறை தாக்கு விதிக்கு உட்பட்டு காணப்படுவதில்லை என்றும் சோதனைகள் மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. எனவே, வினையின் உண்மையான வழி முறை தெரிந்தாலொழிய வினையின் வேக விகிதம் அடர்வைச் சார்ந்து எவ்வாறு மாறுபடுகிறது என்பதைப் பற்றிய ஒரு நம்பத் தகுந்த கருத்தை வழக்கத்திலுள்ள வேதிவினையினுல் நமக்குத் தெரிவிக்க முடியாது.

வினை வேகத்திற்கு அடர்வோடு வெப்பநிலையும் வேருெரு முக்கியக் காரணியாக உள்ளது. ஒவ்வொரு பத்து டிகிரி வெப்பநிலை உயர்வுக்கும் வினையின் வேகம் இரண்டு அல்லது மூன்று மடங்கு அதிகரிப்பதாகச் சோதனை மூலம் கண்டறியப் பட்டுள்ளது. வெப்பத்தைக் குறைத்தால் வினையின் வேகம் அதே விகிதத்தில் குறைந்து விடுகிறது. பத்து டிகிரி வெப்பநிலை உயர்வின்போது ஒருகுறிப்பிட்ட வினையின் வேக விகிதம் எத்தனை மடங்கு அதிகரிக்கிறதோ அந்த எண்ணை **வினையின் வெப்பநிலை எண்** என்பர்.

வினையின் வெப்பநிலை எண் 2 என வைத்துக் கொண்டால், 0^oC-ல் வினை நிகழ 10 நிமிடங்கள் ஆகின்றன என்ருல் பின் 100^oC-ல்

வினை நிகழ 0.6 நொடியே ஆகும். மாறாக, 100°C-ல் ஒரு வினை நடைபெறுவதற்கு 10 நிமிடங்கள் ஆகிறது என்றால் அதே வினை 0°C-ல் நடைபெற 7 நாட்கள் ஆகும் என்றும் கூறலாம். எனவே, உயர் வெப்பநிலையில் வெகு வேகமாக நிகழும் பல வினைகள் சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் வினை நிகழ்வதே நமக்குத் தெரியாத அளவிற்கு மிகவும் மெதுவாக நிகழ்கின்றன என்பது தெளிவு (ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி நீர் உண்டாதல் இதற்கு எடுத்துக்காட்டாகும்).

வெப்பநிலை உயரும்போது வினையின் வேகவிகிதம் வெகுவாக அதிகரிப்பதற்கு, மூலக்கூறுகளுக்கு இடையே நிகழும் மோதல்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது என்பதனை மட்டும் காரணமாக எடுத்துக் கொள்ளமுடியாது. இயக்கக் கொள்கையின்படி, மூலக்கூறுகளின் திசைவேகம் தனி வெப்ப நிலையின் இருமடி மூலத்துடன் நேர் விகிதச் சமமாய் அதிகரிக்கிறது; மேலும் வினையின் வேக விகிதம் மிகவும் வெகுவாக உயர்கிறது. வெப்பநிலை உயர்வு மூலக்கூறு மோதல்களின் எண்ணிக்கையை அதிகரிப்பதோடு மட்டுமல்லாமல், பயன்தரத்தக்க மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்கச் செய்கிறது. அதாவது வீரிய மூலக்கூறுகளின் அளவை அதிகமாக்குகிறது. வெப்பநிலை உயரும் போது மூலக்கூறுகள் குறைந்த நிலைப்புத் தன்மையைப் பெறுவதால் எளிதில் வினைக்கு உட்படக் கூடியவைகளாக உள்ளன எனக் கூறலாம்.

முடிவாக, வினையின் வேக விகிதத்தை பாதிக்கக்கூடிய மூன்றாவது காரணியாக இருப்பவை வினைவேக மாற்றிகளாகும். வினைக்குப் பின்பு தாம் எந்தவித மாற்றத்துடனும் காணப்படாமல் வினையின் வேக விகிதத்தை மட்டும் பாதிக்கும் பொருள்கள் வினைவேக மாற்றிகள் எனப்படும். பொதுவாக வினைவேக மாற்றிகள் வினையின் வேகத்தை விரைவுப்படுத்துகின்றன. சில சமயங்களில் வினைவேக மாற்றிகள் வினையின் வேகத்தை ஆயிரம் மடங்கு அளவிற்கும், மற்றும் அதற்கு மேலான அளவிற்கும்கூட அதிகரிக்கச் செய்கின்றன. வினை வேக மாற்றிகள் பெரிதும் நுண் துகளாக்கப்பட்ட உலோகங்களாக இருக்கின்றன.

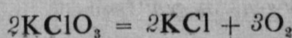
ஒரு வினையின் வேகத்தைப் பாதிக்கும் பல்வேறு நிபந்தனைகளைப் பற்றி விவரிக்கும்போது, **ஒரு படித்தான** நிலையில் (வாயுக் கலவைகள், கரைசல்கள்) நிகழும் வினைகளைப் பற்றி மட்டும் முக்கியமாகக் கவனித்தோம். **பல படித்தான** நிலையில் நிகழும் வினைகள் மிகவும் சிக்கலானவை.

வெவ்வேறு இயற்பியல் அல்லது வேதிப் பண்புகளைக் கொண்ட பொது முகங்களால் பிரிக்கப்பட்ட இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பகுதிப் பொருள்களைக் கொண்ட அமைப்பைப் பல படித்தான அமைப்பு என்கிறோம். பல படித்தான அமைப்பில் காணப்படும் ஒரே மயமான வெவ்வேறு பகுதிகள் அதன் **நிலைமைகள்** எனப்படும். சான்றாக, பனிக்கட்டி நீர் மற்றும் அதற்கு மேலே உள்ள நீர் ஆவி ஆகியவற்றினால் உண்டாவது மூன்று நிலைமைகளைக் கொண்ட ஒரு பல படித்தான அமைப்பாகும். திண்மம் (பனிக்கட்டி), நீர்மம் (நீர்) மற்றும் வாயு (நீர்ஆவி) ஆகிய மூன்றும் மூன்று நிலைமைகளாகும். ஒரு அமிலமும் அதில் இடப்பட்ட உலோகமும் இரண்டு நிலைமைகளைக் கொண்ட அமைப்பை உண்டாக்குகின்றன.

ஒரு பல படித்தான அமைப்பில் வினையானது எப்போதும் நிலைமைகளின் பொது முகங்களிலேயே நிகழ்கின்றது. இதற்குக் காரணம் பொது முகங்களில் தான் இரண்டு நிலைமைகளின் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையே மோதல்கள் நிகழ முடியும் என்பதாகும். இக் காரணத்தினால், ஒரு பல படித்தான வினையின் வேகம், மேற்குறிப்பிட்ட மூன்று காரணிகளைச் சார்ந்திருப்பதோடு வினைபுரியும் நிலைமைகளின் பொது முகங்களின் பரப்பையும் சார்ந்து காணப்படுகிறது. புறப்பரப்பு அதிகமாவது வினையின் வேகத்தையும் அதிகரிக்கச் செய்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, நுண் துகளாக்கப்பட்ட கரி, கட்டிக் கரியைவிட அதிக புறப்பரப்பைப் பெற்றிருப்பதால் மிகவும் வேகமாக எரிகிறது; உலோகங்கள் நுண் துகள்களாக இருக்கும்போது மிக வேகமாக அமிலங்களில் கரைகின்றன. பலபடி வினைவேக விகிதத்தைப் பாதிக்கும் மற்றொரு காரணி விரவுதல் ஆகும். விரவுதல் காரணமாக வினைபுரியும் பொருள்களினுடைய புதிய பகுதிகள் பொதுமுக எல்லைக்குக் கொண்டு வரப்படுகின்றன. குலுக்கி அல்லது கடைந்து விரவுதலை செயற்கையாக விரைவுபடுத்துவதன் மூலமும் வினையின்வேகத்தை வெகுவாக அதிகரிக்கலாம்.

58. வேதிச் சமநிலை

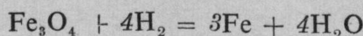
பல வேதி வினைகளில் தொடக்கப் பொருள்கள் முழுமையாக விளைபொருள்களாக மாற்றம் பெற்றுவிடுகின்றன. இதுபோன்ற வினை முழுமை பெறுகிறது என்கிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, பொட்டாசியம் குளோரேட்டைச் சூடு செய்தால் முழுவதும் பொட்டாசியம் குளோரைடாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் மாறி விடுகிறது.



$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

ஆனால், பொட்டாசியம் குளோரைடையும் ஆக்ஸிஜனையும் வினை புரியச் செய்து பொட்டாசியம் குளோரேட்டைப் பெறுவது சாத்தியம் இல்லாத காரியமாக உள்ளது. இது போன்ற வினைகள் **மீளா வினைகள்** அல்லது **ஒரு திசை வினைகள்** என்கிறோம்.

காந்த அயர்ன் ஆக்ஸைடுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் இடையே நிகழும் வினை மேற்கண்டதற்கு மாறானதாகும்; ஹைட்ரஜனை சூடு செய்யப்பட்ட அயர்ன் ஆக்ஸைடு மீது செலுத்தினால், அயர்ன் ஆக்ஸைடு அயர்னாகவும் ஹைட்ரஜன் நீராகவும் மாற்றமடைகின்றன.



$$Fe_3O_4 + 4H_2 = 3Fe + 4H_2O$$

மாறாக, அயர்ன் தூளை அதே வெப்பநிலையில் நீராவியுடன் வினைபுரியச் செய்தால், காந்த அயர்ன் ஆக்ஸைடும் ஹைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன. இவ்வினையைத் தெரிவிக்க முன் சமன்பாட்டையே வலமிருந்து இடமாக எழுதுகிறோம்.

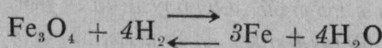


$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$$

இவ்வாறு ஒரே வெப்பநிலையில் இரண்டு நேர் எதிர் எதிரான வினைகள் நிகழ்கின்றன. அயர்ன் ஆக்ஸைடு ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரிந்து அயர்னையும் நீரையும் உண்டாக்குகிறது. பின்னவை வினைபுரிந்து ஆக்ஸைடையும் ஹைட்ரஜனையும் திரும்பத் தருகின்றன.

ஒரே நிபந்தனைகளில் இரு திசைகளிலும் நிகழும் வினைகளை **மீளும் வினைகள்** அல்லது **இரு திசை வினைகள்** என்கிறோம்.

வினை மீளும் தன்மையுடையது என்பதைத் தெரிவிக்கும் பொருட்டு வினைப்பொருள்களுக்கும் விளைபொருள்களுக்கும் இடையே எதிர் எதிர் திசைகளை நோக்கியவாறு இரண்டு அம்புக் குறிகளைப் போடுகிறோம்.



$$Fe_3O_4 + 4H_2 \rightleftharpoons 3Fe + 4H_2O$$

இடதுபுறமிருந்து வலது பக்கமாக நிகழும் வினையை **முன் திசை வினை** என்றும், இதற்கு எதிர் திசையில் நிகழும் வினையை **பின் திசை வினை** என்றும் கூறுகிறோம்.

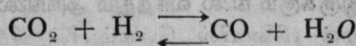
மீளும் வினைகளில் உண்டாகும் விளைபொருள்கள் வினை நிகழும் இடங்களிலிருந்து நீக்கப்பட்டாலொழிய வினைகள் (மூடிய பாத்திரத்தில் வாயுக்களிடையே நிகழும் வினைகள்) முழுமையாக முற்றுப் பெறுவதில்லை. இப்பண்பு மீளும் வினைகளுக்குரியச் சிறப்புப் பண்பாகும். இவ்வினையில் வினை பொருள்களைச் சமான எடை அளவுகளில் எடுத்துக் கொண்டாலும்கூட, அவை முழுவதும் பயன்படுத்தப்பட்டு விளை பொருள்கள் உண்டாவதில்லை. வினை ஒரு குறிப்பிட்ட நிலைவரை நிகழ்ந்து பின் தோற்றத்திற்கு நின்று விடுவது போன்று காணப்படுகிறது.

இதனை விளக்குவதற்கு ஒரு சிறந்த எடுத்துக்காட்டை எடுத்துக் கொள்வோம். உயர் வெப்பநிலையில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடும், ஹைட்ரஜனும் வினைபுரிந்து கார்பன் மோனாக்ஸைடும் நீரும் உண்டாகின்றன. இது ஒரு மீள் வினையாகும்.



$$CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$$

ஒரு கிராம்-மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனை ஒரு கிராம்-மூலக்கூறு கார்பன் டை ஆக்ஸைடுடன் கலந்து கலவையை 12000-C க்கு சூடு செய்தால், 0·6 கிராம்-மூலக்கூறு கார்பன் மோனாக்ஸைடும் 0·6 கிராம்-மூலக்கூறு நீர் ஆவியும் உண்டானதும் வினை நிகழக் கூடிய எல்லையை எட்டி விடுகிறது. எனவே, தொடக்கத்தில் எடுத்துக் கொண்ட பொருள்களில், 0·4 கிராம்-மூலக்கூறு கார்பன் டை ஆக்ஸைடும் 0·4 கிராம் மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனும் வினை புரியாது எஞ்சியிருக்கின்றன.



	CO_2	$+ H_2$	$\rightleftharpoons CO$	$+ H_2O$
பொருள்களின் தொடக்க அளவுகள் (கிராம்-மோல்கள் அளவில்).......	1	1	O	O
வினை எல்லை எட்டிய பிறகு பொருள் களின், அளவு (கிராம்-மோல்கள் அளவில்.............................	0.4	0.4	0.6	0.6

இவ்வினை முழுமையடையாது முறிவுறுவதற்குக் காரணம் ஒரு குறிப்பிட்ட நிலை வந்ததும் பின்வினை நிகழத் தொடங்கி விடுவதே யாகும் என்பதை எளிதில் புரிந்து கொள்ளலாம்; கார்பன் டை ஆக்ஸைடுடன் ஹைட்ரஜனைக் கலந்ததும் வினை நிகழத் தொடங்கி கார்பன் மோனாக்ஸைடும் நீரும் உண்டாகின்றன. வினை நிகழும்போது தொடக்கப் பொருள்களின் அளவு குறையக் குறைய வினையின் வேக விகிதம் மெதுவாகக் குறையத் தொடங்குகிறது. அதே நேரத்தில் பின் வினை நிகழ்வது சாத்தியமாகிறது

ஒன்ருேடு ஒன்று மோதிக் கொள்கின்ற கார்பன் மோனுக்ஸைடு மற்றும் நீர் மூலக்கூறுகள் இணைவதால் மீண்டும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடும் ஹைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன. தொடக்கத்தில் கார்பன் மோனுக்ஸைடு மற்றும் நீர் மூலக்கூறுகளின் அளவு குறைவாக இருப்பதால், இவற்றிற்கிடையே நிகழும் மோதல் களும் அரிதே. ஆனல், இப்பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் அதிகமாக சேரச்சேர மூலக்கூறுகளுக்கிடையே மோதல்கள் அடிக்கடி நிகழ்ந்து, பின்னேக்கு வினையின் திசை வேகம் மெதுவாக அதிகரிக்கத் தொடங்குகிறது. ஒரு சமயத்தில் முன்னேக்கு வினையின் வேகம் பின் திசை வினையின் வேகத்திற்குச் சமமாகிறது; அதாவது ஒரு அலகு நேரத்தில் மறையும் CO_2 மற்றும் ஹைட்ரஜனுடைய மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை பின் வினையின் காரணமாகத் தோன்றும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக் கைக்குச் சமமாக இருக்கும். இந்த கணத்திலிருந்து நான்கு வாயுக்களினுடைய அடர்வுகளும் மாருமலேயே இருந்து கொண்டிருக்கும்; **ஆனல் தொடக்க கார்பன் டை ஆக்ஸைடும் ஹைட்ரஜனும் முழுமையாக வினைபுரியாது இருக்க வேண்டும்.**

தொடக்கத்தில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடையும் ஹைட்ரஜனை யும் எடுத்துக் கொள்வதற்குப் பதிலாக கார்பன் மோனுக்ஸைடை யும் நீரையும் எடுத்துக் கொண்டாலும் மேற்கண்ட முடிவே கிடைக்கும்.

ஒரு வினையின் வினைபொருள்களின் அடர்வுகள் மாருது இருக்கும் நிலை வந்ததும் அந்நிலையை வேதிச் சமநிலை என்கிருேம். முன் வினையின் வேகம் பின் வினையின் வேகத்திற்குச் சமமாகும் போது வினை வேதிச் சமநிலையை எய்துகிறது.

வினை முடிவுற்றது போலத் தோன்றுகிறது. ஆனல் உண்மையில் வினை நின்றுவிடவில்லை; இரண்டு வினைகளும் தொடர்ந்து நிகழ்ந்தவாறு ஒன்றின் செயலை ஒன்று ஈடு செய்கிறது.

வேதிச்சமநிலை வினை நின்று விடுவதன் காரணமாக இல்லாமல் இரண்டு எதிர் எதிர் வினைகள் சம வேக விகிதத்தில் நிகழ்வதன் காரணமாக உண்டாவதால், இது முக்கியமாக ஒரு இயங்குச் சம நிலையேயாகும். ஒரு கொள்கலத்தில் ஒரே சமயத்தில் நீர் நிரம்புவதும் நீர் வெளிச் செல்வதும் ஒத்த வேகத்தில் நிகழ்வ தோடு இதனை ஒப்பிடலாம்.

சூழ்நிலைகள் மாருது இருக்கும்வரை எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட பொருள்களுக்கு இடையே நிலவியிருக்கும் வேதிச் சமநிலையும்

தொடர்ந்து நிலவியிருக்கும். ஆனால் ஏதேனும் ஒரு பொருளி னுடைய அடர்வில் மாற்றத்தை உண்டாக்கினாலும் அது வினையின் சமநிலையில் உடனடியாக மாற்றத்தை உண்டாக்கிப் பிற எல்லாப் பொருள்களினுடைய அடர்வுகளையும் மாற்றிவிடும்.

எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு பாத்திரத்தில் கார்பன்டை ஆக்ஸைடு, ஹைட்ரஜன், கார்பன் மோனாக்ஸைடு மற்றும் நீர் ஆவி ஆகியவை சம் நிலையில் உள்ளபோது, பாத்திரத்தினுள் சிறிது கார்பன் டை- ஆக்ஸைடைச் சேர்ப்பதாகக் கொள்வோம். கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் அடர்வு உயர்ந்ததின் காரணமாக வினை இடப்புற மிருந்து வலப்புறமாக விரைவுபடுத்தப்படும்; இதனால் தற்காலிக முன்வினை பின்வினையை விட ஓங்கி நிற்கும். இதன் காரணமாக கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் ஹைட்ரஜனுடைய அடர்வுகள் மெதுவாகக்குறையவும் கார்பன் மோனாக்ஸைடு மற்றும் நீர் ஆவியின் அடர்வுகள் உயரவும் செய்யும். அடர்வுகளில் உண்டாகும் இம்மாற்றம், கார்பன் மோனாக்ஸைடு மற்றும் நீரின் மூலக்கூறுகள் சேகரமாவதும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறுகள் செலவாவதும் இரண்டு வினைகளின் திசை வேகங்களையும் சமமாகச் செய்யும் வரை, நிகழ்ந்து கொண்டே இருக்கும். சமநிலை மீண்டும் திரும்பப் பெறப்படு கிறது; ஆனால் இப்போது நான்கு பொருள்களின் அடர்வுகளும் மாறுபட்டிருக்கும்.

சமநிலையைக் கலைப்பதனால் அடர்வில் உண்டாகும் மாற்றத் திற்குச் சமநிலையின் பெயர்ச்சி என்று பெயர். சமன்பாட்டிற்கு வலது புறமுள்ள பொருள்களின் அடர்வுகள் அதிகமானால் (கூடவே இடது பக்கம் பொருள்களின் அடர்வுகள் குறையும்) சமநிலை வலது பக்கம் அல்லது முன் வினையின் திசையில் பெயர்ச்சி அடைந்து விட்டது என்று கூறுவோம்; அடர்வுகள் இதற்கு மாறாக மாற்றம் அடையுமானால், சமநிலை இடது பக்கம் பெயர்ச்சி அடைந்து விட்டது என்று கூறுவோம். சான்றாக, மேற்கண்ட வினையில் சமநிலை வலது பக்கம் பெயர்ச்சி அடைகிறது; ஏனெனில் இங்கு கார்பன் மோனாக்ஸைடு மற்றும் நீரினுடைய அடர்வுகள் அதிகமாகின்றன.

இனி, சமநிலைக்கான நிபந்தனையைக் கணித முறையில் தெரிவிப்போம்.



$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

என்ற பொதுச்சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கப்படும் ஒரு மீள் வினையை எடுத்துக்கொள்வோம் எடுத்துக்கொள்வோம். இங்கு A, B என்ற பொருள்கள் வினைபுரிந்து C, D என்ற புதிய பொருள் களை உண்டாக்குகின்றன. இப்பொருள்களின் அடர்வுகளை முறையே [A], [B], [C] மற்றும் [D] என வைத்துக்கொள்வோம மேலுள்ள அம்புக்குறியின் திசையில் நிகழும் வினையின் வேக வீதத்தை v_1 என்றும் பின்வினையின் வேக வீதத்தை v_2 என்றும் கொள்வோம். வினையின் வேக வீதம் வினைபுரியும் பொருள்களின் அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகையுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் இருப்பதால், முன் வினைக்கு,

$$v_1 = K_1 \times [A] \times [B]$$

இதுபோலவே, பின்வினைக்கு,

$$v_2 = K_2 \times [C] \times [D]$$

சமநிலை எய்தியதும் இரு வினைகளின் திசை வேகங்களும் சமமாகின்றன, அதாவது;

$$K_1 \times [A] \times [B] = K_2 \times [C] \times [D]$$

இச்சமன்பாட்டை மாற்றி அமைக்கக் கிடைப்பது,

$$\frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]} = \frac{K_1}{K_2}$$

K_1 K_2 ஆகிய இரண்டும் மாறிலிகளாக இருப்பதால், இவற்றின் விகிதமும் ஒரு மாறிலியே. இதனை K எனக்கொண் டால் நமக்குக் கிடைப்பது,

$$\frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]} = K$$

மாறிலி K-ஐச் **சமநிலை மாறிலி** என்கிறோம். இதன் மதிப்பு அந்தந்த வினையைப் பொருத்து அமையும் அடர்வைச் சார்ந்து இருப்பதில்லை. ஆனால் வெப்ப நிலைக்கு ஏற்ப மாறுகிறது. இது $K_1 : K_2$ என்ற விகிதத்திற்குச் சமமாகும் என்பதனை நினைவு கொண்டால் இதன் இயற்பியல் கருத்து எளிதில் புலனாகும். எனவே, இது சம வெப்ப நிலைகளில் ஒரு அலகு அடர்வுகளுடன் முன்வினையின் திசை வேகம் பின் வினையின் திசை வேகத்தைக் காட்டிலும் எத்தனை மடங்குகள் கூடுதலாக உள்ளது என்பதைக் காட்டுகிறது.

மீளும் வினைகளுக்குரிய மேற்கண்ட சமன்பாடு நிறை தாக்கு விதியின் கணித முறைக் கோவையாகும். இதன் கருத்தைக் கீழ்க் கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்:

வினை பொருள்களினுடைய அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகையை வினைப் பொருள்களினுடைய அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகையால் வகுக்கக் கிடைப்பது எடுத்துக் கொண்ட வினைக்கு கொடுக்கப்பட்ட வெப்ப நிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட மாருத மதிப் பிற்குச் சமமாகும்போது தான் மீளும் வினைகளில் சமநிலை எய்தப் படுகிறது.

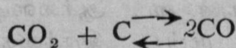
வினையில் ஒவ்வொரு பொருளுக்கும் ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட மூலக்கூறுகள் பங்கு பெறுமாயின்,

$$mA + nB = pC + qD$$

சமநிலை மாறிலியின் சமன்பாடு கீழ்க்கண்டவாறு அமையும்:

$$\frac{[C]^p \times [D]^q}{[A]^m \times [B]^n} = K$$

வினையில் திண்மப் பொருள்களும் பங்கு பெற்றிருப்பின் அவற்றின் அடர்வுகள் எந்தக் காரணத்திற்காக வினைவேக விகிதக் கோவையில் சேர்க்கப்படவில்லையோ அதே காரணத்திற்காகத் தான் சமநிலை மாறிலிக்கான கோவையிலும் சேர்க்கப்படவில்லை. இதன்படி, கார்பன் டை ஆக்ஸைடுக்கும் சூடு செய்யப்பட்ட கரிக்கும் இடையே நிகழும் வினைக்கு,



$$CO_2 + C \rightleftharpoons 2CO$$

சமநிலை மாறிலியை கீழ்க்கண்ட விகிதமாகத் தெரிவிக்கலாம்:

$$K = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

கார்பன் டை ஆக்ஸைடு அல்லது கார்பன் மோனாக்ஸைடின் அடர்வை மாற்றுவதன் மூலம் மட்டும் தான் இவ்வினைக்குரிய சம நிலையைக் கலைக்க முடியும்; கரியின் அளவு அதிகரிப்பது அல்லது குறைவது சமநிலையைப் பாதிக்காது.

சமநிலை மாறலிக்குரியச் சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்தி, வினை புரியும் பொருள்களுள் ஏதேனும் ஒன்றின் அடர்வு மாறும்போது சமநிலை எத்திசையில் பெயர்ச்சி அடையக்கூடும் என்பதனை நாம்

எளிதில் நிர்ணயித்து விடலாம்; எடுத்துக்காட்டாக, முன்பு பார்த்த கார்பன் டை ஆக்ஸைடுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் இடையே நிகழும் வினைக்கு எவ்வாறு நிர்ணயிப்பது எனப் பார்ப்போம்.

இவ்வினைக்குரிய சமநிலை மாறிலிக்கான சமன்பாட்டை கீழ்க் கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்:

$$K = \frac{[CO] \times [H_2O]}{[CO_2] \times [H_2]}$$

சமநிலை எய்தியதும் வாயுக் கலவையில் ஹைட்ரஜனுடைய அடர்வை அதிகரிப்பதாக வைத்துக் கொள்வோம். விகிதம்,

$$\frac{[CO] \times [H_2O]}{[CO_2] \times [H_2]}$$

மாறுமல் இருக்க வேண்டுமாதலால், தொகுதியில் ஹைட்ரஜனின் அடர்வு அதிகரித்ததின் காரணமாக சமநிலை பாதிக்கப்பட்டு வினை விரைவடைந்து, தொகுதியின் மதிப்பு குறையும். அதே சமயத்தில் பகுதியின் மதிப்பும் அதிகரிக்கும். அதாவது ஹைட்ரஜன், கார்பன் டை ஆக்ஸைடு ஆகியவற்றின் மூலக்கூறுகள் வினைபுரிந்து கார்பன் மோனுக்ஸைடு மற்றும் நீரினுடைய மூலக்கூறுகள் உண்டாவது அதிகரிக்கப்படும். இதன் காரணமாக, வினைபுரியும் பொருள்களுக்கிடையே முன்பு இருந்த விகிதம் திரும்பப் பெறப்படும்; வினையும் சமநிலையை எய்தும்; ஆனல் கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் அடர்வு ஹைட்ரஜனைச் சேர்ப்பதற்கு முன்பு இருந்தை விடக் குறைவாகவும், நீர் ஆவி மற்றும் கார்பன் மோனுக்ஸைடின் அடர்வுகள் அதிகமாகவும் இருக்கும். கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் அடர்வை அதிகரித்தாலும் அல்லது கார்பன் மோனுக்ஸைடு அல்லது நீர் ஆவியின் அடர்வை குறைத்தாலும் இதுபோன்ற விளைவே உண்டாகும் என்பது தெளிவு (முன்பு கண்டதுபோலவே). இந்த அனைத்து முறைகளிலும் சமநிலை கார்பன் மோனுக்ஸைடும் நீர் ஆவியும் உண்டாகும் திசையில் பெயர்ச்சி அடைகிறது. மாறுக, கார்பன் மோனுக்ஸைடு மற்றும் நீர் ஆவியின் அடர்வு அதிகரிப்பது அல்லது ஹைட்ரஜன் மற்றும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் அடர்வு குறைவது சமநிலையை எதிர்த் திசையில் திருப்பும். அதாவது, புதிய அளவுகளில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு ஹைட்ரஜனும் உண்டாகும் திசையில் சமநிலைப் பெயர்ச்சி அடையும்.

இதுவரை கண்டவற்றிலிருந்து இரண்டு மிக முக்கிய முடிவுகளைப் பெற முடிகிறது.

(1) ஒரு மீளும் வினையில் வினைப்பொருள்களுள் எதாவது ஒன்றினை முழுவதும் பயன்படுத்தவேண்டுமானால் மற்றொன்றை மிகையான அளவில் சேர்க்க வேண்டும்.

(2) வினை நிகழும் வினைக் கலவையிலிருந்து ஏதாவது ஒரு விளைபொருளை அது உண்டாகும்போது நீக்கி விட்டால், சமநிலை அந்த விளைபொருள் உண்டாகும் திசையில் பெயர்ச்சி அடையும். இவ்வாறு செய்தால் மீளும் வினையைப் பெரிதும் ஒரு வழி வினையாகச் செய்துவிட முடியும். எடுத்துக்காட்டாக, உண்டாகும் நீர் ஆவியைத் தொடர்ச்சியாக வினைக்கலவையினின்று நீக்கிக் கொண்டேயிருந்தால், கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் ஹைட்ரஜனை முழுமையாக கார்பன் மோனாக்ஸைடாகவும் நீர் ஆவியாகவும் மாற்றி விடலாம்.

இதுபோலவே ஹைட்ரஜனைக் காந்த அயர்ன் ஆக்ஸைடு மீது செலுத்தும் வினையிலும், உண்டாக்கும் நீர் ஆவியையும் மிகையாக உள்ள ஹைட்ரஜனையும் வினைக் கலவையினின்று தொடர்ச்சியாக நீக்கிக் கொண்டேயிருந்தால், அயர்ன் ஆக்ஸைடு முழுவதும் அயர்னாக மாற்றப்படுகிறது. மூடிய பாத்திரத்தில் இவ்வினை முழுமை அடைவதில்லை.

வினைபுரியும் பொருள்களின் அடர்வுகளுக்கிடையே உள்ள விகிதம் மாறாமல் இருப்பது பல்வேறு முக்கிய கணக்கீடுகளைச் செய்ய வழி வகுக்கிறது. எளிய வினைகளுக்குரிய இதுபோன்ற கணக்கீடுகளை விளக்க இரண்டு மாதிரி எடுத்துக்காட்டுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

எடுத்துக்காட்டு 1. ஒரு மீள் வினை $A + B \rightleftharpoons 2C$ என்ற சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கப்படுகிறது. சமநிலை எய்தியதும் இந்த மூன்று பொருள்களின் அடர்வுகள் $[A] = [B] = 3$ மோல்கள் / லிட்டர்; $[C] = 4$ மோல்கள் / லிட்டர். சமநிலை மாறிலியையும், A மற்றும் B-யினுடைய தொடக்க அடர்வுகளையும் கண்டுபிடி.

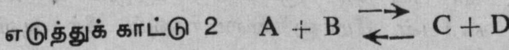
மேற்குறிப்பிட்ட வினையின் சமநிலை மாறிலியைக் குறிக்கும் சமன்பாடு :

$$K = \frac{[C]^2}{[A] \times [B]}$$

அடர்வுகளை இச்சமன்பாட்டில் பதிலீடு செய்ய நமக்கு கிடைப்பது

$$K = \frac{4^2}{3 \times 3} = \frac{16}{9} = 1{\cdot}78$$

A மற்றும் B-யினுடைய தொடக்க அடர்வுகளை நிர்ணயிக்க வினையின் சமன்பாட்டின்படி A-யின் ஒரு மூலக்கூறும் B- யின் ஒரு மூலக்கூறும் வினைபுரிந்து இரண்டு மூலக்கூறுகள் C-ஐ உண்டாக்குகின்றன என்பதைக் கவனத்தில் கொள்ள வேண்டும். எனவே, நான்கு மோல்கள் C உண்டாவதற்கு இரண்டு மோல்கள் A-யும் இரண்டு மோல்கள் B-யும்பயனாகியிருக்கவேண்டும். ஆகவே, A மற்றும் B-யினுடைய தொடக்க அடர்வுகள் ஒவ்வொன்றிற்கும் 5 மோல்கள் / லிட்டர் என்றாகிறது.



எடுத்துக் காட்டு 2 $A + B \rightleftharpoons C + D$

என்ற வினையின் சமநிலை மாறிலி 2 ஆகும். சமநிலையில் நான்கு பொருள்களும் பெற்றிருக்கும் அடர்வுகளைக் கண்டுபிடித்திடுக. A மற்றும் B-யினுடைய தொடக்க அடர்வுகள்:

[A]= *5* மோல்கள் /லி; [B] = *1* மோல்/லி.

சமன்பாட்டிலிருந்து, ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு A ஒரு கிராம் மூலக்கூறு B-யுடன் வினைபுரிவதால் ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு C-யும் ஒரு கிராம் மூலக்கூறு D - யும் உண்டாகின்றன என அறிகிறோம். A மற்றும் B-யினுடைய வினைபுரிந்த மோல்களின் எண்ணிக்கையை x எனக் கொள்வோம். இப்போது சமநிலையில் எல்லாப் பொருள்களின் அடர்வுகள் பின்வருமாறு:

$$[C] = [D] = x;\ [A] = 5 - x;\ [B] = 1 - x$$

இம்மதிப்புகளைச் சமநிலை மாறிலி சமன்பாட்டில் பதிலீடு செய்யக் கிடைப்பது:

$$2 = \frac{x^2}{(5\text{-}x)\,(1\text{-}x)} : x^2 - 12x + 10 = 0\ ;\ x_1 = 11.1;\ x_2 = 0.9$$

முதல் மூலம் இயலாதென்பதனால் அதனை எடுத்துக் கொள்ளாமல், சமநிலையில் அடர்வைப் பின் வருமாறு எடுத்துக் கொள்ளலாம்.

[C] = [D] = *0.9* மோல் / லிட்டர்; [A] = *4.1* மோல்கள் / / லிட்டர்; [B] = *0.1* மோல் / லிட்டர்.

இந்த அடர்வுகளில் கொடுக்கப்பட்ட மாறிலியின் மதிப்பைக் காண்பது எளிது.

$$\frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]} = 2$$

59. லீச் சேட்டிலியரின் தத்துவம்

வினைபுரியும் பொருள்களின் அடர்வில் உண்டாகும் மாற்றங்கள் சமநிலையை எவ்வாறு பாதிக்கிறது என்பதை அறிவோம். இனி, வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் உண்டாகும் மாற்றங்கள் சமநிலையை எங்ஙனம் பாதிக்கக்கூடும் என்பதைக் காண்போம்.

வெப்பநிலை உயர்வு பொதுவாக எல்லா வேதி வினைகளையும் விரைவு அடையச் செய்கிறது. ஆனால் விரைவு அடைதல் வெவ்வேறு வினைகளுக்கு வெவ்வேருக உள்ளது. பெரும்பாலான வற்றில் முன் வினையின் வேகமும் பின் வினையின் வேகமும் சம அளவில் மாருமல் ஒன்று மற்றொன்றைவிட வேகமாக நிகழத் தொடங்குகிறது. இருப்பினும், ஓங்கி செயல்படும் வினையின் காரணமாக, பொருள்கள் சேகரமாவதும் அவை மெதுவாக மறைவதும் இரண்டு வகை வினைகளின் வேகங்களையும் மெதுவாகச் சமன் செய்துவிடுகின்றன. இவ்வாறு திரும்புவும் சமநிலை எய்தப்படுகிறது. ஆனல் இப்போது பொருள்களின் அடர்வுகள் முன்பு இருந்ததைவிட மாறுபட்டு இருக்கும், எனவே, ஒவ்வொரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலைக்கும் ஒரு பொருளுக்கு அதனைச் சார்ந்த ஒரு குறிப்பிட்ட கரைதிறன் இருப்பது போல, ஒவ்வொரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலைக்கும் அதனைச் சார்ந்த ஒரு குறிப்பிட்ட சமநிலை இருக்கும் என அறிகிறேம்.

வெப்பநிலை மாற்றங்களினல் சமநிலைப் பெயர்ச்சி அடையும் திசை **வான்ட் ஹாஃப் விதியின்** மூலம் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது; சமநிலையிலுள்ள எந்த ஒரு அமைப்பிற்கும் இது பொருந்துவதாக உள்ளது.

சமநிலையிலுள்ள ஒரு அமைப்பின் வெப்பநிலை மாறினல், வெப்ப நிலையில உண்டாகும் உயர்வு, வினை எத்திசையில் நிகழ்ந்தால் வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுமோ அத்திசையில் சமநிலையைப் பெயர்ச்சி அடையச் செய்யும்; மேலும் வெப்பநிலையில் உண்டாகும் தாழ்வு சமநிலையை மேற்குறிப்பிட்டதற்கு எதிர் திசையில் பெயர்ச்சி அடையச் செய்யும்.

இதற்கு, மீளும் வேதி வினைகளை எடுத்துக் கொண்டால் வெப்பநிலையில் உண்டாகும உயர்வு, வெப்பம் உட்கொள்ளும்

வினையின் போக்கில் சமநிலையைப பெயர்ச்சி அடையச் செய்யும் என்றும், வெப்பநிலையில் உண்டாகும் தாழ்வு இதற்கு எதிரான திசையில் சமநிலையைப் பெயர்ச்சி அடையச்செய்யும் என்றும் பொருள்படும்.

இங்கு சில எடுத்துக்காட்டுகள் தரப்பட்டுள்ளன:

ஹைட்ரஜன் அயோடைடைச் சூடு செய்தால் சிதைந்து ஹைட்ரஜனையும் அயோடினையும் உண்டாக்குகிறது. இவ்வினை மீளும் தன்மையது; உயர் வெப்ப நிலைகளில் வெப்பத்தை உட்கொண்டு வினை இடது பக்கமிருந்து வலது பக்கமாக நிகழ்கிறது:



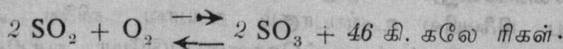
$$2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2 - 12 \text{ கி. கலோரிகள்.}$$

வெப்பநிலையை உயர்த்தினால், சமநிலை வலது பக்கம் பெயர்ச்சி அடைகிறது; கலவையில் ஹைட்ரஜன் மற்றும் அயோடினுடைய அடர்வுகள் அதிகரிக்கவும், ஹைட்ரஜன் அயோடைடின் அடர்வு குறையவும் செய்கின்றன.

ஒரு பொருளின் மீளும் தன்மை வாய்ந்த சிதைவை வேதியியலில் சேர்மானச் சிதைவு (அல்லது பிரிகை) என்கிறோம். சிதைதல் வெப்பத்தினால் இருப்பின் இதனை **வெப்பச் சேர்மானச் சிதைவு** என்கிறோம்.

ஹைட்ரஜன் அயோடைடைப் போலவே பல வேறு பொருள்கள் வெப்பத்தினால் பிரிகை அடைகின்றன. எல்லாவற்றிலும் வான்ட் ஹாஃப் விதியின்படி, வெப்பநிலை உயர்வு, பிரிகை விகிதத்தை (சிதைந்தப் பொருளின் சார்பு அளவை) அதிகரிக்கச் செய்கிறது; பிரிகைப் பொருள்கள் உண்டாகும் திசையில் சமநிலையைப் பெயர்ச்சி அடையச் செய்கிறது.

சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடும் ஆக்ஸிஜனும் வினைபுரிந்து சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்ஸைடு உண்டாகும் வினை வெப்பம் வெளிவிடும் வினைக்கு ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும்.



$$2\,SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\,SO_3 + 46 \text{ கி. கலோரிகள்.}$$

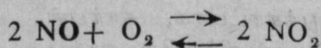
இங்கு வெப்பநிலை உயர்வு சமநிலையை இடது பக்கமாகப் பெயர்ச்சி அடையச் செய்கிறது; ஏனெனில் பின் வினை வெப்பத்தை உட்கொண்டு நிகழ்கிறது. சமநிலையை வலது பக்கமாக பெயர்ச்சி அடையச் செய்ய, அதாவது வினைக்கலவையில் சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்ஸைடின் அளவை அதிகரிப்பதற்கு வெப்பநிலையைக் குறைக்க வேண்டும்.

சமநிலை அமைப்பை எங்ஙனம் பல்வேறு காரணிகள் பாதிக்கின்றன என்பதை நிர்ணயிக்கும் **லீச் சேட்டிலியரின் தத்துவம்** என்ற ஒரு பொதுவான விதியின் ஒரு குறிப்பிட்ட பகுதிதான் வான்ட் ஹாஃப் விதி. வேதிச் சமநிலைக்கு இது பயனுகுமாறு கீழ்க்கண்ட முறையில் தொகுத்து அளிக்கலாம்:

சமநிலையில் உள்ள ஒரு வினையை வெப்பநிலை அழுத்தம் அல்லது அடர்வு போன்ற எதாவது ஒரு மாற்றத்திற்கு உட்படுத்தினுல், அதனை எதிர்க்கும் வகையில் வினையின் போக்கு நிகழத் தொடங்கி சமநிலையை அத்திசையில் பெயர்ச்சி அடையச் செய்யும்.

இத் தத்துவத்தின்படி, வெப்ப உயர்வு, எத்திசையில் வினை நிகழ்ந்தால் வெப்பம் குறையக்கூடுமோ அத்திசையில் சமநிலையைப் பெயர்ச்சி அடையச் செய்யவேண்டும் என அறிகிறேம்; அதாவது வெப்பம் உட்கொள்ளும் வினையின் போக்கில் சமநிலை பெயர்ச்சி அடைய வேண்டும். வெப்பம் குறைதல், வெப்பம் வெளிவிடல் வினையின் போக்கில் சமநிலையைப் பெயர்ச்சி அடையச் செய்யும்.

வாயு நிலைப் பொருள்கள் வினையில் பங்கு பெற்றிருப்பின், வினைக்கலவையை அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்துவதன் மூலம் அழுத்தத்தில் உண்டாகும் மாற்றம் சமநிலையைப் பெயர்ச்சி அடையச் செய்யும். இதுபோன்ற வினைகளில், லீச் சேட்டிலியர் தத்துவத்தின்படி, அழுத்தத்தை அதிகரித்தால், அதிகரித்த அழுத்தம் குறையும் வகையிலும், அழுத்தத்தைக் குறைத்தால், குறைந்த அழுத்தம் சரியாகும் வகையிலும் சமநிலை பெயர்ச்சி அடையும். ஆனல், ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு மூடிய வெளியில், ஒரு வினை வாயு நிலைப் பொருள்களினுடைய மூலக் கூறுகளின் மொத்த எண்ணிக்கையில் மாற்றத்தை உண்டாக்கக் கூடியதாக இருந்தால் தான் அவ்வினை வினையின் அழுத்தத்தில் மாற்றத்தை உண்டாக்கக் கூடும். எடுத்துக்காட்டாக, உயர் வெப்பநிலையில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும் ஆக்ஸிஜனும் வினை புரிந்து நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு உண்டாகும் வினை மீளும் தன்மையுடையதாகவும் முழுமை பெருததாகவும் உள்ளது.



$$2\,NO + O_2 \rightleftharpoons 2\,NO_2$$

இரண்டு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு மூலக்கூறுகளும் ஒரு ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறும் வினைபுரிந்து இரண்டு நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு மூலக்கூறுகள் மட்டும் உண்டாவதால், மூடிய பாத்திரத்தில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும் ஆக்ஸிஜனும், நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடாக மாறும்போது அழுத்தக் குறைவு நிகழும் என்பது தெளிவு. பின்

வினை, அதாவது நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு சிதைந்து நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும் ஆக்ஸிஜனும் உண்டாவது அழுத்தத்தை அதிகரிக்கச் செய்யும். ஆகவே, சமநிலை எய்தியதும் வாயுக் கலவையை அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தி அழுத்தத்தை அதிகரித்தால், லீச் சேட்டிலியரின் தத்துவத்தின்படி, அழுத்தத்திற்குப் பிறகு சமநிலை வலது பக்கமாகப் பெயர்ச்சி அடைந்து அழுத்தத்தை குறையச் செய்யும். மாறாக, கலவையை அதிகக் கன அளவில் வியாபிக்கும்படிச் செய்தால், அதாவது அழுத்தத்தைக் குறைத்தால், சமநிலை இடது பக்கமாகப் பெயர்ச்சி அடைந்து அழுத்தத்தை மீண்டும் அதிகரிக்கச் செய்யும். எனவே, கீழ்க்கண்ட முடிவுகளை நாம் பெறுகிறோம்.

அழுத்தத்தை அதிகரித்தால் அது குறைந்த எண்ணிக்கையில் வாயு மூலக்கூறுகளை உண்டாக்கும் வினையின் போக்கில் சமநிலையைப் பெயர்ச்சி அடையச் செய்கிறது; அழுத்தத்தைக் குறைத்தால் அது அதிக எண்ணிக்கையில் வாயு மூலக்கூறுகளை உண்டாக்கும் வினையின் போக்கில் சமநிலையைப் பெயர்ச்சி அடைய செய்கிறது.

ஆனால், வினையின்போது வாயுப் பொருள்களினுடைய மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை கீழ்க்கண்ட வினையில் இருப்பது போன்று மாறாமல் இருப்பின்,



$$CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$$

அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதோ அல்லது குறைப்பதோ சமநிலையைப் பாதிக்காது.[1]

முடிவாக, வினைபுரியும் பொருள்களின் அடர்வில் உண்டாகும் மாற்றத்தினால் ஏற்படும் சமநிலைப் பெயர்ச்சிகளும் லீச் சேட்டிலியரின் தத்துவத்திற்கு உட்பட்டே உள்ளன என்பதை எளிதில் புரிந்து கொள்ளலாம். உண்மையில், சமநிலையிலுள்ள ஏதாவது ஒரு பொருளின் அடர்வை அதிகரித்தால், அப்பொருளின் அடர்வு குறையும்படி செயல்படும் வினையின் திசையில் சமநிலை பெயர்ச்சி அடைகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, கார்பன் டை ஆக்ஸைடும் ஹைட்ரஜனும் பங்கு பெறும் வினையில், கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் அடர்வை அதிகமாக்கினால், கார்பன் மோனாக்ஸைடும் நீர் ஆவியும் உண்டாகும் திசையில் சமநிலை பெயர்ச்சி அடையும்; இங்ஙனம்

1 அழுத்தத்தில் உண்டாகும் மாற்றம் முக்கியமாக வினைபொருள்களின் அடர்வில் உண்டாகும் மாற்றமாகவே இருப்பதால், இதே முடிவை நிறைத்தாக்க விதியைக் கொண்டும் தருவித்துக் கொள்ளலாம்.

பெயர்ச்சி அடைவதால் கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் அடர்வு மீண்டும் குறைக்கப்படுகிறது. மாருக, ஏதாவது ஒரு பொருளின் அடர்வைக் குறைத்தால் அப்பொருளை உண்டாக்கும் வினையின் திசையில் சமநிலைப் பெயர்ச்சி அடையும்.

சமநிலையிலுள்ள ஒரு அமைப்பின் ஊடே ஒரு வினை வேக மாற்றியைச் சேர்ப்பது வினையின், சமநிலையை மாற்ருது; ஏனெனில், வினைவேக மாற்றி முன்வினை மற்றும் பின்வினை ஆகிய இரண்டு வினைகளையுமே சம அளவில் தான் விரைவு அடையச் செய்கிறது. எனினும், மீள்வினைகளில் வினைவேகமாற்றிகளின் பங்கு மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக உள்ளது. குறைந்த வெப்ப நிலைகளில் வினைகளின் குறைந்த திசை வேகத்தின் காரணமாக வினைபுரியும் பொருள்களுக்கிடையே சமநிலை மிகவும் மெதுவாகத்தான் எய்தப்படுகிறது. குறிப்பிடத் தகுந்த அளவிற்கு வினைபொருள்கள் உண்டாவதற்கு நீண்ட நேரம் காத்திருக்க வேண்டியிருக்கும். மாருக, வெப்பநிலையை உயர்த்துவதன்மூலம் விரைவிலேயே சமநிலையைப் பெறமுடியும்; ஆனல் பெற விரும்பும் வினைபொருள் உண்டாவது வெப்பம் வெளிவிடலோடு இணைந்திருந்தால், இம்முறையில் நமக்குக் கிடைக்கும் பொருளின் அளவு மிகவும் குறைவாக இருக்கும்; ஏனெனில், உயர் வெப்ப நிலையில் சமநிலை பெரிதும் பின்வினையின் திசையில் பெயர்ச்சி அடைந்து விடும். வெப்பநிலையை உயர்த்தாமலேயே வினைவேக மாற்றிகளைக் கொண்டு வினை சமநிலை எய்துவதை விரைவுபடுத்த முடிகிறது; எனவே, குறைந்த நேரத்தில் அதே அளவு பொருளைப் பெறமுடிகிறது.

9. ஹைட்ரஜன்

16ஆம் நூற்றுண்டின் முற்பகுதியில் **பாரஸெல்ஸஸ்** *ஹைட்ரஜனைக் கண்டு பிடித்தார். 1776-ல் இங்கிலாந்து வேதியியலார்* **கவண்டேஷ்** *அதனுடைய பண்புகளை ஆராய்ந்து, அதனை மற்றைய வாயுக்களின்றும் வேறுபடுத்திக் காணும் கூறுகளைச் சுட்டிக் காட்டினார். முதன் முறையாக லாவோஸியர் நீரிலிருந்து ஹைட்ரஜனை தயாரித்தார்; ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் இணைந்த சேர்மமே நீர் என்று நிரூபித்தார் (1783).*

ஹைட்ரஜன் அணுவில் ஒரு அணுக்கருவும் ஒரு எலெக்ட்ரானும் (மின்னணு) உள்ளன. அலோக அணுக்களுடன் ஹைட்ரஜனின் அணுக்கள் ஏறத்தாழ முனைவாக்கம்கொண்ட **(polarised)** *சமபிணைப்புகளை அமைத்துக் கொள்கிறது. நீர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஆகியவற்றில் ஹைட்ரஜனின் அணுவின் அமைப்பு* $\mathbf{H^+}$ *அமைப்பையே பெரிதும் பெற்றுள்ளது.*

60. கிடைக்குமிடமும் தயாரிப்பு முறைகளும்

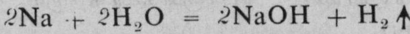
வெளி மண்டலத்தில் மேல் பகுதிகளில் மிகச் சிறிய அளவில் ஹைட்ரஜன் தனிம நிலையில் கிடைக்கிறது. எரிமலைக் குழம்பு வெளிப்படும் போதும் பெட்ரோலியம் அகழ்ந்தெடுக்க பூமியில் துளையிடும் போதும் இவ்வாயு மற்றைய வாயுக்களுடன் வெளியேறுகிறது. ஹைட்ரஜன் பல சேர்மங்களில் காணப்படுகிறது. நீரின் எடையில் ஒன்பதில் ஒரு பகுதி இவ்வாயுவினுல் ஆகியது. தாவரம், விலங்குகள், பெட்ரோலியம், இயற்கைவாயு பல கனிமங்கள் ஆகியவற்றில் ஹைட்ரஜன் காணப்படுகிறது. நீரும் வெளிமண்டலமும் அடங்கிய பூமியில் மேலோட்டின் **(crust)** *பகுதியில் 1% ஹைட்ரஜன் உள்ளது.*

ஹைட்ரஜனைத் தயாரிக்க முக்கியமான மூலப் பொருள் நீர் பல உலோகங்கள் நீரினின்று ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்து

ஹைட்ராக்ஸைடுகளையோ அல்லது ஆக்ஸைடுகளையோ கொடுக்கின்றன; சாதாரண வெப்பநிலைகளில் கார உலோகங்களான சோடியம், பொட்டாசியம், மேலும் கால்ஸியம், பேரியம் ஆகியவை நீருடன் வினைப்படுகின்றன.

ஒரு துண்டு சோடியத்தை நீருடைய அகலில் போட்டால் வீரியமுள்ள வினை தொடர்கிறது; ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்திக் கொண்டு, சோடியம் நீரின் மேற்பரப்பில் அங்குமிங்கும் சத்தம் செய்துகொண்டு மிதக்கிறது. இவ்வினையின்போது சோடியத்தை ஒரு பந்துபோல உருக்குமளவிற்கு வெப்பம் வெளியாகிறது. சோடியம் சிறிது சிறிதாக அளவில் குன்றி, இறுதியில் முற்றும் மறைந்து விடுகிறது. சிலசமயங்களில் வெளியிடப்பட்ட வெப்பம் ஹைட்ரஜனைப்பற்றி எரியச் செய்கிறது.

கீழ்க்காணும் சமன்பாடு, நீர், சோடியம் ஆகியவற்றிற்கு இடையே நிகழும் வினையை காட்டுகிறது:

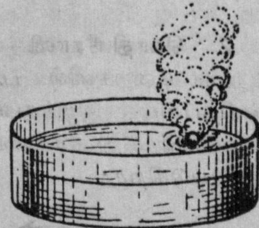


$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$$

இவ்வினையில் ஒரு சோடியம் அணு ஒரு எலெக்ட்ரானை நீரில் உள்ள ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனிக்குக் கொடுத்து(இழந்து)அதுநேர் மின்னேற்றமுள்ள அயனியாக மாறுகிறது. பின்னது Na OH-இன் ஒரு பகுதியாகிறது. ஹைட்ரஜன் அயனி அணுவாக மாறி, மற்றொன்றுடன் இணைந்து, இறுதியில் H_2 மூலக்கூறாக ஆகிறது இங்ஙனமே பொட்டாசியமும், கால்ஸியமும் வினைப்படுகின்றன.

முற்கூறிய உலோகங்களைத் தவிர மற்றயவைகள் நீருடன் அதிக வெப்ப நிலையில் வினைப்படுகின்றன. இவ்வாறே நீரின் கொதி நிலையில் மெக்னீஷியமும், நீராவியுடன் சூடேற்றும்பொழுது (Zinc) சிங்கும் இரும்பும் ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கின்றன இவ்விதமான வினைகளில் ஹைட்ரஜன் அயனி நிலைக்கு அருகாமையில் இருக்கும் ஹைட்ரஜன், உலோக அணுக்களில் இருந்து எலெக்ட்ரானைப் பெற்று, நடுநிலையுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுவாக மாறுகிறது.

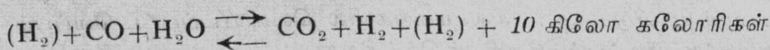
தொழிற் துறையில் கீழ்க்காணும் முறைகளில் ஹைட்ரஜன் தயாரிக்கப் படுகின்றது:



படம் 53
நீர்ப்பரப்பின்மேல்
சோடியம் உருண்டை

1. **மாற்றுமுறை:** இம்முறை பெரு ளவில் முக்கியமாக அம்மோனியா ாகுப்பு முறையில் தயார் செய்வ தப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. சூடேற் ட்ட நிலக்கரியின் பரப்பின் நீராவி செலுத்தப்படுகிறது.

பெறப்படும் CO, H_2 வாயுக் கலவையை நீர்வாயு என்றழைப்பர். இதை வாயுநிலை எரிபொருளாகப் (பார்க்க பிரிவு 155) பயன்படுத்த முடியும். இம்முறையை ஹைட்ரஜனைப் பெறுவதற்குப் பயன்படுத்தினால், சூடேற்றப்பட்ட ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு வேக மாற்றியின் மேல் கொதி நீராவியுடன் செலுத்தினால், CO நீக்கப்படுகிறது. பின்னது நீராவியுடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜனையும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது. இதை CO மாற்றுதல் வினை என்பர்; இதைக் கீழ்க்காணும் சமன்பாடு எடுத்துக்காட்டுகிறது.



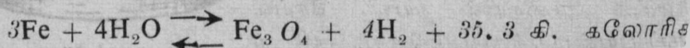
$$(H_2)+CO+H_2O \rightleftharpoons CO_2+H_2+(H_2) + 10 \text{ கிலோ கலோரிகள்}$$

குறைந்த வெப்ப நிலையில் சமநிலை முன்னோக்கிய வினைக்குச் சாதகமாக உள்ளது; ஆனால் வெப்பநிலை அதிகரிக்கும் போது, சமநிலை எடுத்துக்கொண்ட பொருள்களைத்தரும் பின்னோக்கிய வினைக்கு மாறுகிறது.

450°C வெப்ப நிலைக்கு குறையாத மிகை வெப்பநிலையில்தான் வினைவேகம் போதிய அளவில் நிகழ்வதால், இவ்வினை சமன்பாட்டில் காட்டப்பட்ட அளவைக் காட்டிலும் மிக அதிகமான கொதி நீராவியை நீர் வாயுவுடன் சேர்க்கிறார்கள். இதனால் வெப்பநிலை அதிகமாக இருப்பினும் சமநிலை வலதுபக்கத்தில் இடப்பெயர்ச்சி பெறுகிறது. இதன்விளைவாக மிகையளவு CO மாற்றம் ஏற்படுகிறது.

மாற்றத்தின் விளைவாகப் பெறப்பட்ட CO-ஐ ஹைட்ரஜனிலிருந்து 20 வாயுமண்டல அழுத்தத்தில், நீரால் வாயுக் கலவையைக் கழுவி, நீக்குகிறார்கள். இறுதியில் ஹைட்ரஜனைத் தூயதாக்க பலவிதக் கரைசல்களினூடே செலுத்தி மாசுக்கள் நீக்கப்படுகின்றன.

2. கொதி நீராவி — இரும்பு முறை: இது ஹைட்ரஜனைப் பெறும் முறைகளில் பழமையானது. எனினும் தற்காலத்தில் தன்சிறப்பை இழந்துவிட்டது. சூடேற்றப்பட்ட இரும்புத் துருவல்கள் மீது நீராவியைச் செலுத்துவதன் மூலம் ஹைட்ரஜன் பெறப்படுகிறது.



$$3Fe + 4H_2O \rightleftharpoons Fe_3O_4 + 4H_2 + 35.3 \text{ கி. கலோரிக}$$

இது மீளும் வினை. இடமிருந்து வலமாக வினை நி

போது, வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. எனவே, லீச்சேட்டிலியர் தத்துவத்தின்படி, வெப்ப நிலை குறைவதற்கேற்ப, சமநிலை ஹைட்ரஜன் உண்டாகும்படி இடவலமாக மாறுகிறது. குறைந்த வெப்பநிலையில் மிகக்குறைந்தபடி காலதாமதமாக்கப்பட்டு நிறுவப் படுகிறது. ஏனெனில் வினை வேக வீதம் மிகவும் குறைவதனால் இந்நிலை ஏற்படுகிறது. இதன் நிமித்தமாகவே 700°C வெப்ப நிலைக்குக் குறைவாக உள்ள சூழ்நிலையில் நடைமுறையில் இவ் வினையை நிகழ்த்துகிறார்கள். 700°C – இல் சமநிலையில் உள்ள கலவையில் தோராயமாகப் பாதி கன அளவு ஹைட்ரஜனும் நீராவியும் உள்ளன; அதாவது எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட கொதி நீராவியில் பாதியளவு பயன்படுத்தப்படவில்லை. மிகை யளவு நீராவியுடன் பெறப்பட்ட ஹைட்ரஜன் வினைநிகழும் சூழலி லிருந்து உடனே நீக்கப்படுவதால், இரும்பு முழுவதும் ஃபெர்ரோசோ ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாறும்வரை இவ்வினை தொடர்ந்து நடந்து கொண்டிருக்கிறது. பெறப்பட்ட ஆக்ஸை டைப் பின்னர் நீர்வாயுவால் இரும்பாக ஒடுக்கி அதை மீண்டும் மீண்டும் பயன்படுத்துகின்றனர்.

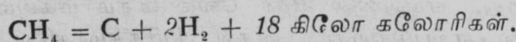
3. மின் வேதியியல் முறை: மின்சாரம் விலை மலிவாகக் கிடைத்தால், நீரை மின்சாரத்தால் சிதைத்து அதிலிருந்து பொருளாதார ரீதியில் விலை குறைந்த முறையில் ஹைட்ரஜனைத் தயாரிக்கலாம். இம்முறையில் மிகத்தூய ஹைட்ரஜன் கிடைக் கிறது. ஏனெனில் சிக்கலான சுத்திகரிப்பு இயந்திரங்கள் இம் முறையில் தேவையில்லை. அணுக்கரு உலைகளில் பயன்படுத்தப் படும் கனநீர், நீரை மின்னாற் பகுக்கும்பொழுது உடன்விளை பொருளாகக் கிடைக்கிறது. சுமார் உலகில் தயாரிக்கப்படும் ஹைட்ரஜனில் 18% இம்முறையில் பெறப்படுகிறது.

4. கல்கரி அடுப்பு வாயுவை மிகையாக உறைய வைக்கும் முறை : நிலக்கரியைக் காற்றின் தொடர்பின்றி 900-1200°C வரை சூடேற்றினால், கல்கரி அடுப்பு வாயுகிடைக்கிறது; இதில் சுமார் 50-60 % ஹைட்ரஜன் உள்ளது; இங்கு திண்ம வண்டலாக (எச்ச மாக) கல்கரி பெறப்படுகிறது. கல்கரி வாயுவிலிருந்து, ஹைட்ரஜனை பிரித்தெடுக்க, இவ்வாயுவில் உள்ள ஹைட்ரஜன் நீங்கலாக மற்றைய வாயுக்கள் எல்லாம் நீர்மமாகிப் பிரிக்கப்படும் வரை குளிர்விக்கப்படவேண்டும்.

5. மீத்தேனைச் சிதைத்துப் பெறும் முறை : சமீப ஆண்டு களில் இயற்கை மற்றும் பெட்ரோலியம் சுத்திகரிப்பு வாயுக்களில் உள்ள மீத்தேனை கச்சாப் பொருளாகப் பயன்படுத்த, ஹைட்

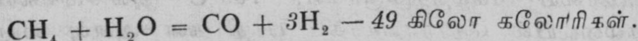
ரஜனைப் பெருவாரியாகத் தயாரிக்கிறார்கள். ஹைட்ரஜனை மீத்தேனிலிருந்து பல முறைகளில் தயாரிக்கமுடியும்:

1. மீத்தேனை வெப்பச் சிதைவிற்கு உட்படுத்துதல்:



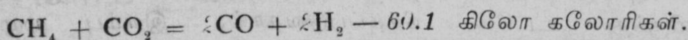
$$CH_4 = C + 2H_2 + 18 \text{ கிலோ கலோரிகள்.}$$

2. நீராவியுடன் மீத்தேனை வினைப்படுத்தி:



$$CH_4 + H_2O = CO + 3H_2 - 49 \text{ கிலோ கலோரிகள்.}$$

3. மீத்தேனும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடையுமோ அல்லது CO_2 மற்றும் நீராவிக் கலவையையோ வினைப்படுத்தல்:



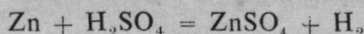
$$CH_4 + CO_2 = 2CO + 2H_2 - 60.1 \text{ கிலோ கலோரிகள்.}$$

4. மீத்தேனைப் பகுதியளவில் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்தல்:

மேற்கூறிய முறைகளில் முதல் முறையைத் தவிர, முதலில் பெறப்பட்ட வாயுக் கலவைகளில் பெருமளவு CO உள்ளது. ஹைட்ரஜனின் அளவை அதிகரிக்க இக் கலவைகளுடன் நீராவியைச் சேர்த்து வினைப்படுத்தவேண்டும்.

உற்பத்தி செய்த இடத்திலேயே ஹைட்ரஜனை உபயோகப் படுத்தாவிட்டால், இவ்வாயுவை மிகை அழுத்த நிலையில் எஃகு உருளைகளில் அடைத்து எங்குவேண்டுமானாலும் எடுத்துச் செல்லலாம்.

நீர்த்த H_2SO_4 அல்லது HCl உடன் (ஸ்)ஜிங்கை வினைப்படுத்தி ஆய்வகத்தில் (laboratory) ஹைட்ரஜனைத் தயாரிக்கமுடியும்.



$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$$

(ஸ்)ஜிங்கிற்குப் பதிலாக இரும்பைப் பயன்படுத்தினால், வினை மெதுவாக நிகழும் (ஸ்)ஜிங் மற்றும் வேறு உலோகங்களுடன் அமிலத்தை வினைப்படுத்திப் பெறும் ஹைட்ரஜனில் நீராவி, சில வாயுநிலையில் உள்ள மாசுக்கள் அடங்கியிருக்கும். உலர்ந்த நிலையில் ஹைட்ரஜன் தேவைப்பட்டால், அதை அடர் H_2SO_4 அமிலத்தினூடே செலுத்தி நீராவியை நீக்குவர். இவ்வமிலம் ஈரத்தை வெகு ஆவலாக உறிஞ்சுகிறது. மற்றைய மாசுக்களை நீக்க பல உப்புக் கரைசல்களைப் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

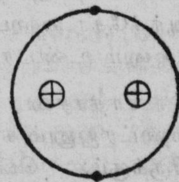
61. ஹைட்ரஜனின் பண்புகள், பயன்கள்

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் இவ்வாயு நிறமற்றது, மண மற்றது. $-240°C$ க்குக் கீழ் அழுத்த நிலையில் $-252{\cdot}8°C$-

கொதிக்கும் நிறமற்ற நீர்மமாக ஹைட்ரஜனை மாற்றலாம். இந் நீர்மத்தை விரைவாக ஆவியாக்கினல், —259·2°C இல் உருகும் நிறமற்ற படிகங்களாகத் திண்ம நிலை ஹைட்ரஜன் கிடைக்கிறது.

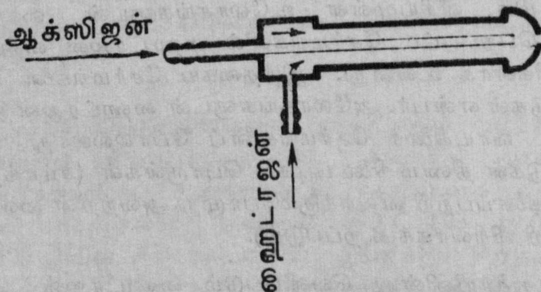
எல்லா வாயுக்களிலும் ஹைட்ரஜன் மிக இலேசானது. காற்றைக் காட்டிலும் 13·43 பங்கு கனக் குறைவானது. திட்ட வெப்ப அழுத்த (STP) நிலையில் ஒரு லிட்டர் ஹைட்ரஜன் 0·09 கிராம் எடையே உள்ளது.

நீரில் சிறிதளவே கரைந்தாலும், ஹைட்ரஜன் **Pd, Pt** போன்ற சில உலோகங்களில் மிகுதியாகக் கரைகிறது. பல்லாடியம் தன்னைக் காட்டிலும் 900 மடங்கு கன அளவு ஹைட்ரஜனை தன்னுள் கரைத்துகொள்கிறது (உறிஞ்சுகிறது).



படம் 54
ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் அமைப்பு

இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கருக்களைச் சுற்றி இரட்டை எலெக்ட்ரான்கள் சுழல்கிற இரண்டு இணைந்த ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ள அமைப்பே ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு (படம் 54) ஹீலிய அணுவைப் போன்ற அமைப்பை ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு பெற்றுள்ளது; ஏனெனில் சாதாரண வெப்பநிலைகளில் ஹைட்ரஜனும் ஹீலியத்தைப் போலவே மந்தமான வேதியியல் பண்புடையது. அதிக வெப்பநிலைகளில், ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறிலுள்ள இரு அணுக்களுக்கிடையே உள்ள பிணைப்பு வலிவு குறைந்து, ஹைட்ரஜன் வீரியமடைகிறது.



படம் 55.
ஆக்ஸி—ஹைட்ரஜன் டார்ச் (ஊது உலை)

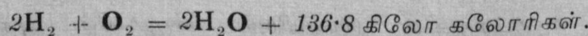
ஹைட்ரஜனின் இயற்பியல் பண்புகளில் அதன் உரிமை வெப்ப எண் மிக முக்கியமானது; வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கையின்படி எதிர்பார்க்கும் வெப்ப எண்ணைவிட இவ்

வாயுவின் வெப்ப எண் குறைந்த வெப்பநிலைகளில் மிகவும் குறைவாக உள்ளது. ஆர்தோ மற்றும் பாரா என்ற இரு வகைகளில் ஹைட்ரஜன் இருப்பதால் தான் இந்நிலை எழுகிறது. இவ்விருவகைத் திரிபுகளும் H_2 மூலக்கூறுகளைக் கொண்டவை; ஒத்த வேதியியப் பண்புகளை பெற்றுள்ளவை, ஆனால் இவை வெப்ப எண், உருகு மற்றும் கொதி நிலைகள் மற்றும் கொதி நிலைகள் மற்றும் வேறு சில இயற்பியல் பண்புகளில் வேறுபடுகின்றன. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூற்றிலுள்ள இரு அணுக்கருக்கள் (புரோட்டான்கள்) அவற்றின் அச்சுகளில் ஒரே திசையில் சுற்றினால் ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனும் எதிர் திசையில் சுற்றினால் பாரா ஹைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன.

சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் முக்கால் பங்கு ஆர்தோ ஹைட்ரஜனும் கால்பங்கு பாரா ஹைட்ரஜனும் சமநிலையில் நிலவியிருக்கும்; வெப்பத்தைக் குறைப்பதால் சமநிலை, பாரா ஹைட்ரஜன் அதிகமாகும்படி மாறுகிறது.

ஹைட்ரஜனின் வேதியியல் பண்புகள் அதன் அணுக்களில் உள்ள ஒற்றை எலெக்ட்ரானை இழந்து நேர் மின்னேற்றமுள்ள (H^+) அயனிகள் உண்டாவதைச் சார்ந்துள்ளன. எனினும், இம்மாற்றம் முழுவதும் நடைபெறுவதில்லை; மிக வீரியமுள்ள அலோகங்களுடன் கூட ஹைட்ரஜன் சக பிணைப்பு சேர்மங்களைத் தருகிறது; அயனிப் பிணைப்புள்ள சேர்மங்களைத் தருவதில்லை; சில சமயங்களில் H அணுக்கள் எலெட்க்ரான்களைப் பெற்று ஹீலிய வாயு அணுவின் ஷெல் அமைப்பைப் பெற்றுள்ள எதிர் மின்னேற்றமுள்ள H^- அயனிகளைச் கொடுக்கிறது. K, Na, Ca போன்ற மிக வீரியமுள்ள உலோகங்களுடன் ஹைட்ரஜன் இணைந்து பெறப்பட்ட சேர்மங்களில் ஹைட்ரஜன் ஹைடிரைடு, H^- அயனிகளாக உள்ளது. இத்தகைய சேர்மங்களை உலோக ஹைடிரைடுகள் என்பர். அலோகங்களுடன் ஹைட்ரஜன் இணைந்து பெறப்பட்ட வாயுநிலைச் சேர்மங்களைப் போலல்லாது, உலோக ஹைடிரைடுகள் திண்ம நிலை படிகப் பொருள்கள் (சம்மந்தப்பட்ட உலோகங்களைப்பற்றி விவரிக்கும்பொழுது அவற்றின் ஹைடிரைடுகளைப் பற்றி விரிவாகக் கூறப்படும்).

சிறு துளையினின்று வெளிப்படும் ஹைட்ரஜன் வாயுவை எரியும் தீக்குச்சியினால் பற்றவைத்தால், அது தீப்பற்றி நீலநிறச் சுடருடன் எரிந்து, நீரைத் தருகிறது.



$$2H_2 + O_2 = 2H_2O + 136{\cdot}8 \text{ கிலோ கலோரிகள்.}$$

இரண்டு கன அளவு ஹைட்ரஜனும் ஒரு கன அளவு ஆக்ஸிஜனையும் கொண்ட கலவையைக் கொளுத்தினால், வாயுக்கள்

கலவையில் முழுவதிலும் உடனே இணைந்து, பலத்த வெடி ஓசையைக் கொடுக்கிறது. இக்காரணம் கொண்டே இக் கலவையை வெடிக்கும் வாயு என்றழைப்பர்.

ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனில் எரியும்போது மிகையான வெப்பம் வெளிவருவதால், இதன் சுடர் உயர்ந்த வெப்பநிலை (சுமார் 1000° C) உடையது. இக்கலவையில் மிகையளவு ஆக்ஸிஜனைச் சேர்ப்பதன் மூலம் இன்னும் உயர்ந்த வெப்பநிலையைப் (2500 to 3000°C வரை) பெறமுடியும்.

ஆக்ஸி-ஹைட்ரஜன் சுடரைப் பெற, ஒரு டார்ச் (torch) (படம் 55) பயன்படுத்தப்படுகிறது. இதில் வேறுபட்ட குறுக்களவுடைய குழாய்கள் ஒன்றினுள் ஒன்று பொருத்தப்பட்டிருக்கும். இரு குழாய் சுவர்களின் இடைப்பட்ட வெற்றிடத்தினூடே ஹைட்ரஜன் செலுத்தப்பட்டு குழாயினின்று வெளிவரும்போது அது கொளுத்தப்படும். பின்னர் உட்குழாயின் மூலமாக கவனமாக ஆக்ஸிஜன் வாயு செலுத்தப்படும். டார்ச்சின் வெளித்துளையில் வாயுக்கள் கலக்கப்பட்டு பொதுவாக எல்லாவகை உலோகங்களை யும் (மிகவும் உருகுவதற்கு கடினமான துகளையும்கூட) உருகும்படி செய்யும் தன்மையுள்ள உயர் வெப்பச் சுடர் தோன்றுகிறது. ஆக்ஸிஜனில் எரிவதுபோல எஃகு கம்பி இச்சுடரில் பிரகாசமான நெருப்புப் பொரிகளை எல்லா திசைகளிலும் சிதறிக் கொண்டு எரிகிறது. சுட்ட சுண்ணும்புக் கட்டியின் மேல் இச்சுடர் படும்படி செய்தால், கட்டி வெண்சுடருடன் கண்ணைப் பறிக்கும் ஒளியைக் கொடுக்கிறது. எளிதில் உருகாத உலோகங்களை உருக்கவும், வாயு மூலம் உலோகங்களைப் பிணைப்பதற்கும் (gas welding), வெட்டுவதற்கும், துளையிடுவதற்கும், ஆக்ஸி-ஹைட்ரஜன் சுடர் பயன்படுகிறது.

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனுடன் நடைமுறையில் வினைப்படுவதில்லை. இவ்விரு வாயுக்களையும் பல்லாண்டுகாலம் கூட கண்ணாடிக் குப்பிகளில் வைத்திருந்தாலும், நீர் காணப்படுவதில்லை. எனினும் 300°C இல் காற்றுப்புகாத குப்பிகளில் இவை சில நாட்களில் இணைந்து சிறிதளவு நீரைக் கொடுக்கின்றன. சில மணி நேரங்களில் இவை 500°C இல் முழுதும் வினைப்படும். இவ்விரு வாயுக்களை 700°Cக்குச் சூடேற்றி ஞல், இவற்றின் வெப்நிலை மிக விரைவாக அதிகரித்து, உடனே வினை நிகழ்கிறது. இவ்விரு வாயுக் கலவையை வெடிக்கும்படி செய்ய இதன் ஒரு பகுதியை 700°Cக்கு சூடேற்ற வேண்டும்.

சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் ஹைட்ரஜனுக்கும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் இடையே காணத்தகு அளவு வினை நிகழாமைக்குக் காரணம் இவ்வினையின் வேகம் மிகவும் மந்தமாய் இருப்பதால் தான். ஒவ்வொரு 10°C வெப்பநிலைக் குறைவிற்கும் இருமடங்கு வினைவேகம் குறைவதாக கற்பனை செய்தால், காணுமளவு நீர் உண்டாவதற்கு 300°C இல் மூன்று நாட்களும் 20°C இல் இரண்டு கோடி ஆண்டுகளும் தேவைப்படும். இவ்வாறு வாயுக்களுக்கிடையே நிகழும் வினை வேகத்தை வேக மாற்றிகள் பெரிதும் அதிகரிக்கின்றன. சான்றாக, கல்நாரில் தோய்த்த பிளாட்டினம் (நுண்ணிய பிளாட்டினம் துகள்கள் பூசப்பட்ட கல்நார்) இவ்வாயுக் கலவையில் செலுத்தப்பட்டால், வினைவேகம் அதிவிரைவாக்கப்பட்டு, சீக்கிரமே வெடிக்கிறது.

பெரும்பாலான உலோக ஆக்ஸைடுகள் உள்ளிட்ட எல்லாச் சேர்மங்களிலிருந்தும் ஆக்ஸிஜனை உயர் வெப்ப நிலையில் ஹைட்ரஜன் நீக்கும்; உலோக ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து உலோகங்கள் விடுவிக்கப்படுகின்றன. சான்றாக, ஹைட்ரஜனை சூடேற்றப்பட்ட கூப்ரிக் ஆக்ஸைடின் மேல் செலுத்தினால் கீழ்க்காணும் வினை நிகழ்கிறது:



$$CuO + H_2 = Cu + H_2O$$

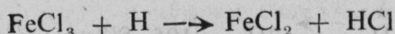
உலோகத்தினுடன் ஆக்ஸிஜன் சேர்ப்பதை, ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் **(Oxidation)** என்பர்; இதற்கு மறுதலையாக ஆக்ஸைடிலிருந்து ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்பட்டு உலோகம் விடுபடுவதை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் **(Reduction)** என்பர். ஒரு பொருளுடன் ஹைட்ரஜன் இணைவதை ஹைட்ரஜனேற்றம் என்று கூறுவர். பல பொருள்களிலிருந்து ஆக்ஸிஜனை நீக்க ஹைட்ரஜனைத் தவிர நிலக்கரி போன்ற பொருள்களும் பயன்படுகின்றன. இவ்வகையான ஆக்ஸிஜன் நீக்கும் பொருள்களை ஒடுக்கிகள் என்பர். மிக வீரியமுள்ள ஒடுக்கிகளில் ஹைட்ரஜனும் ஒன்று.

பல முக்கிய வேதியப் பொருள்களைத் தொகுத்துத் தயாரிக்க ஹைட்ரஜன் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. அம்மோனியாவை தொகுப்பு முறையில் மிகப் பெரிய அளவில் பெறவும் (அதை நைட்ரிக் அமிலமாக மாற்றலாம்; நைட்ரஜன் செயற்கை உரங்கள் தயாரிக்கலாம்), செயற்கைப் பெட்ரோல் உற்பத்தி செய்யவும் நீர்மநிலையில் உள்ள கொழுப்புகளைத் திண்மநிலையில் உள்ள கொழுப்புகளாக ஹைட்ரஜன் ஏற்ற முறையில் (வனஸ்பதி) செய்யவும், மீதைல் ஆல்கஹால் தொகுப்பிலும், மற்றைய முறைகளிலும் ஹைட்ரஜன் பெரிதும் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. இரும்பு

அல்லாத சில உலோகங்களை அவற்றின் ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து ஒடுக்கிப் பெறவும், பலூன்களை (aerostats) நிரப்பவும் (நீர்மநிலை ஹைட்ரஜன்) மிகக் குறைந்த வெப்பநிலைகளை அடையவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

62. ஓரணுவுடைய ஹைட்ரஜன்

ஃபெரிக் குளோரைடு கரைசலுடன் HClஐச் சேர்த்து, அதனுள் ஒரு சிங்க் துண்டைப் போட்டால், விடுவிக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் ஃபெரிக் குளோரைடு கரைசலை ஃபெரஸ் குளோரைடு கரைசலாக மாற்றுகிறது; கபிலநிற ஃபெரிக் குளோரைடு மாற்றமடைந்து பச்சைநிற $FeCl_2$ கிடைக்கிறது.



$$FeCl_3 + H \longrightarrow FeCl_2 + HCl$$

ஒரு வாயுக் கலனிலிருந்து ஹைட்ரஜனை $FeCl_3$ கரைசலூடே செலுத்தினால், மேற்கூறிய வினை நிகழுவதில்லை. பிறவி நிலையில் (nascent state) உள்ள ஹைட்ரஜனின் தனிப் பண்பில்தான் $FeCl_3$ வினைப்படுகிறது என்று அனுமானிக்கலாம். ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இரண்டு இணைந்து மூலக்கூறுகளாக மாறுமுன் இவ்வினை நிகழ்கிறது என்று கடந்த நூற்றாண்டில் கண்டார்கள். ஒரு அணுவுள்ள ஹைட்ரஜன் (H_2 மூலக்கூறுகள் அல்ல) தான் இவ்வினைக்குக் காரணம் என்று மறைமுகமாக உறுதி கூறினர். உயர்ந்த வெப்பநிலையிலும் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் அணுக்களாகப் பிரிகை (dissociation) அடைகின்றன.



$$H_2 = 2H$$

மிகைக் குறைந்த அழுத்தமுள்ள ஹைட்ரஜன் சூழலில் மின்சாரத்தால் சூடேற்றப்பட்ட டங்ஸ்டன் கம்பியை நுழைத்தால் இப்பிரிகை வினைநிகழ்கிறது. இது ஒரு மீளும் வினை; வெப்பம் அதிகரிக்கச் சமநிலை வலம் நோக்கிச் செல்கிறது. பிரிகை அடைந்த மூலக்கூறுகளின் விகிதம் பின்வருமாறு:

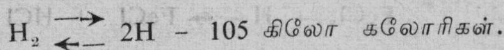
*2000° — 0·1%; 3000°*C *— 9%; 4000°*C *— 62·5%; 5000°*C *— 94·7%.* ⟶

அதாவது பிரிகை, ஏறத்தாழ முழுமை அடைந்தநிலை.

0.5 மி. மீ. பாதரச அழுத்தமுள்ள சாதாரண ஹைட்ரஜனை ஓசையற்ற மின்னிறக்கத்திற்கு (silent electric discharge) உட்

படுத்தி ஓரணு ஹைட்ரஜனைத் தயாரிக்கலாம். இச் சூழலில் பெறப்பட்ட ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் மறுபடியும் உடனே இணைந்து மூலக்கூறுகளாக மாறுவதில்லை; ஆகையால ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் வேதியியல் பண்புகளை ஆராய இது வழி வகுக்கிறது. ஓரணு ஹைட்ரஜன் பல உலோக ஆக்ஸைடுகளை சாதாரண வெப்பநிலைகளில் ஒடுக்குகிறது; நேரடியாக **S, N, P** ஆகியவற்றுடன் இணைகிறது. ஆக்ஸிஜனுடன் ஹைட்ரஜன் ஃபெராக்ஸைடைத் தருகிறது.

ஒரு கிராம் மோலுக்கு 105 கிலோ கலோரிகள் விகிதம் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு அணுக்களாகப் பிரிகை அடையும்போது வெப்ப ஆற்றல் உட்கவரப்படுகிறது.



$$H_2 \rightleftarrows 2H - 105$$ கிலோ கலோரிகள்.

இதிலிருந்து ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளைக் காட்டிலும் அவற்றின் அணுக்களுக்கு அதிக வீரியமுள்ளது எனத் தெரிகிறது. சாதாரண ஹைட்ரஜன் ஒரு வினையில் பங்கேற்க அதனுடைய மூலக்கூறுகள் முதலில் அணுக்களாகச் சிதைய வேண்டும். இவ் வினைக்கு பெருமளவு ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. ஓரணு ஹைட்ரஜன் பங்கு கொள்ளும் வினைகளில் இவ்வாற்றல் தேவைப்படுவதில்லை.

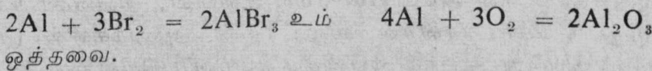
ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளை சிதைத்து அணுக்களாக மாற்றத் தேவைப்படும் வெப்ப ஆற்றல் அவை மறுபடியும் இணைந்து மூலக்கூறுகளாகும் பொழுது விடுவிக்கப்படுகிறது.

ஓரணு ஹைட்ரஜன் டார்ச்சுகள் (ஊது உலைகள்) இக் கோட்பாட்டை ஆதாரமாகக் கொண்டுள்ளன. உருளைக் கலனிலிருந்து ஹைட்ரஜன் வெளியேறி இரண்டு டங்ஸ்டன் முனைகளினூடே உள்ள மின்சாரப் பொறியின் மூலம் செல்லும்பொழுது ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் அவற்றின் அணுக்களாகச் சிதைகின்றன. மின் பொறியின் சிறிது தூரத்திலேயே அணுக்கள் மறுபடியும் இணைந்து மூலக்கூறுகளாக மாறி, மிகச் சூடான சுடரைத் தருகின்றன. இங்கு பெறப்பட்ட உயர்ந்த வெப்பமுள்ள சுடர் ஹைட்ரஜன் எரிவதால் ஏற்பட்டதல்ல; ஆனால் அவற்றின் அணுக்கள் மூலக்கூறுகளாக இணைவதினால் ஏற்பட்டது.

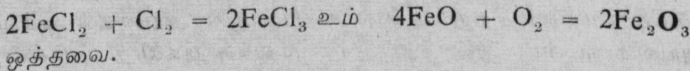
63. ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகள்

61-வது பிரிவில் ஹைட்ரஜனின் பண்புகளை நோக்கும்பொழுது அது பல ஆக்ஸைடுகளை அவற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை அகற்றி

ஒடுக்குகிறது எனக் கண்டோம். ஏற்ற வினைக்கு (அதாவது ஆக்ஸிஜனைச் சேர்க்கும் வினைக்கு) மறுதலையாக உள்ளது. முதலில் ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகளை முறையே ஆக்ஸிஜன் சேர்த்தல், நீக்கல் வினைகளாகக் கருதினர். விரைவிலேயே இவ்வினைகளுக்கு ஒரு விரிவான கருதது ஏற்பட்டது. ஆக்ஸிஜன் வினையினால் பெருமளவு வினைகள் ஹைட்ரஜனை இழப்பதால் (சான்று : $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$), இவ்வகை வினைகளை ஏற்ற வினைகள் (oxidation reactions) என்பர். இங்ஙனமே ஒடுக்க வினை பற்றிய கருத்து ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்படும் வினைகளுக்கு மாத்திரமேயல்லாமல், ஹைட்ரஜன் சேர்க்கப்படும் வினைகளுக்கும் விரிவாகப்பட்டது. பின்னர் இக்கருத்துகள் இன்னமும் விரிவாக்கப்பட்டு ஆக்ஸிஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவை தொடர்பற்ற வினைகளுக்கும் செல்லுபடியாகும்படி செய்தனர். சான்றாக உலோகங்கள் Cl, Br, S ஆகியவற்றில் எரிதல், மற்றும் உலோகங்களுடன் அலோகங்களைச் சேர்த்தல் முதலிய வினைகளும் ஏற்ற வினைகள் என்றுகூறப்பட்டன.



$2Al + 3Br_2 = 2AlBr_3$ உம் $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$ ஒத்தவை.

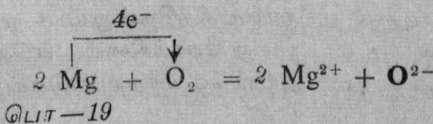


$2FeCl_2 + Cl_2 = 2FeCl_3$ உம் $4FeO + O_2 = 2Fe_2O_3$ ஒத்தவை.

$AlBr_3$ யை Al ஆக மாற்றுவது அல்லது $FeCl_3$-ஐ $FeCl_2$ ஆக மாற்றுவது போன்றவற்றை ஒடுக்கவினைகள் என்றனர். இவ்வாறு ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகள் சற்றே நன்கு வரையறுக்க முடியாத குழப்பமான கருத்துக்களைக் கொண்டிருந்தன. பொருள்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புக் கொள்கை இவ்வினைகளுக்குத் துல்லியமான வரையறையை நல்கியது.

எலெக்ட்ரான் கொள்கை அடிப்படையில் குறிப்பிடத்தக்க மாதிரி ஏற்ற—ஒடுக்க வினைகளை நோக்கினால், அவற்றில் ஒரு வகை அணுக்கள் அல்லது அயனிகளிலிருந்து மற்றவற்றிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் மாற்றப்படுகின்றன என்றும் ஏற்றமடைந்த பொருள்கள் எலெக்ட்ரான்களை இழக்கின்றன என்றும் ஒடுக்கமடைந்த பொருள்கள் அவற்றைப் பெறுகின்றன என்றும் தெரியவருகிறது. சில சான்றுகள் பின்வருமாறு :

1 Mg ஆக்ஸிஜனில் எரிதல் :

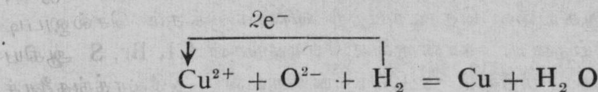


$$2\,Mg + O_2 = 2\,Mg^{2+} + O^{2-}$$

(Mg இலிருந்து O_2 க்கு $4e^-$)

மெக்னீஸிய அணுவின் வெளி ஷெல்லில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன, ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்படும்பொழுது இரண்டு Mg அணுக்கள் 4 எலெக்ட்ரான்களை ஒரு ஆக்ஸிஜன் இரண்டு அணுக்களைக் கொண்ட மூலக்கூற்றிற்கு இழந்து இரண்டு நேர்மின்னேற்றங்கொண்ட Mg^{+2} அயனிகளாக மாறுகின்றன. பின்னவை பெறப்பட்ட ஆக்ஸிஜன் அயனிகளுடன் இணைந்து மெக்னீசிய ஆக்ஸைடு (MgO) படிகங்களைக் கொடுக்கிறது. இவ்வாறு மக்னீஷியம் எரிந்து (ஏற்றமடைந்து) எலெக்ட்ரான்களை Mg-த்திலிருந்து ஆக்ஸிஜனுக்கு மாற்றுகிறது.

2. கூப்ரிக் ஆக்ஸைடை ஹைட்ரஜனால் ஒடுக்குதல்:

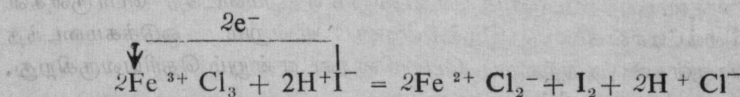


$$Cu^{2+} + O^{2-} + H_2 = Cu + H_2O$$

கூப்ரிக் ஆக்ஸைடில் இரு நேர்மின் சுமைகள் (two positive charges) காப்பரின் அயனியின் மேல் உள்ளன. இவ்வினை நிகழும் பொழுது எலெக்ட்ரான்கள் ஹைட்ரஜன் அணுக்களில் (மூலக்கூற்றில்) இருந்து கூப்ரிக் அயனிக்கு மாற்றப்படுகின்றன. காப்பர் நடுநிலைமையடைகிறது; ஆனால் ஹைட்ரஜன் அயனிகள் ஆக்ஸைடு அயனிகளுடன் இணைந்து நீர் மூலக்கூறுகளைத் தருகின்றன. எனவே கூப்ரிக் ஆக்ஸைடு ஒடுக்கமடைந்ததைத் தொடர்ந்து அதற்கு எலெக்ட்ரான்கள் சேர்க்கப்படுகின்றன. குறிப்பாகச் சொன்னால் எலெக்ட்ரான்கள் Cu^{2+} அயனிக்குச் சேர்க்கப்படுகின்றன.

3. ஃபெரிக்குளோரைடு மற்றும் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு கரைசல்களுக்கிடையே நிகழும் வினை:

மேற்கூறிய இரு கரைசல்களைக் கலந்தால், தனிமநிலையில் அயோடின் விடுவிக்கப்பட்டு $FeCl_3$ ஆனது $FeCl_2$ ஆகமாற்றமடைகிறது.



$$2Fe^{3+}Cl_3 + 2H^+I^- = 2Fe^{2+}Cl_2^- + I_2 + 2H^+Cl^-$$

இவ்வினையில் $FeCl_3$ ஃபெரிக்குளோரைடு, ஃபெரஸ்குளோரைடாக ($FeCl_2$) ஒடுக்கமடைகிறதென்றும் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு தனிம நிலை அயோடினால் ஏற்றமடைகிறதென்றும் கூறுவர். ஆனால் மேற்கூறிய சமன்பாட்டை உற்று நோக்கினால், எலெக்ட்ரான்கள் I^- அயனியிலிருந்து Fe^{3+} அயனிக்கு மாற்றப்படுகின்றன;

பின்னது Fe^{2+} அயனியாகவும் I^- அயனிகள் நடுநிலை அயோடின் அணுக்களாகமாறி I_2 மூலக்கூறுகளைக் கொடுக்கின்றன. Cl^-, H^+ ஆகிய அயனிகள் இவ்வினையால் எவ்வித மாற்றமும் அடைவதில்லை. நிகழ்வது யாதெனில் ஃபெரிக்குளோரைடு ஃபெரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்கமடைவதில்லை. ஆனால் Fe^{3+} அயனி Fe^{2+} ஆக ஒடுக்கமடைகிறது; இவ்வாறே I^- அயனி அயோடின் அணுக்களாக ஏற்றமடைகிறதே அல்லாது, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஏற்றமடைவதில்லை.

மேற்கூறிய எடுத்துக்காட்டுகளிலிருந்து கீழ்க்காணும் முடிவுகளைக் காணலாம்:

1. ஏற்றமடையும் பொருளிலுள்ள அணுக்கள் அல்லது அயனிகளிலிருந்து எலெக்ட்ரான் இழக்கப்பட்டு ஏற்றவினை நிகழ்கிறது. ஒடுக்கமடையும் பொருளிலுள்ள அணுக்கள் அல்லது அயனிகள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்று ஒடுக்கவினை நிகழ்கிறது. ஆகையால் தற்காலத்தில் எவ்வினையில் ஒரு பொருள் எலெக்ட்ரான்களை இழக்கிறதோ, அவ்வினையை ஏற்றம் (Oxidation) என்பர். இதற்கு மறுதலையாக எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக் கொள்ளும் வினையை ஒடுக்கம் (**Reduction**) என்று கூறுவர்.

2. ஒரு தொகுதியில் உள்ள அணுக்கள் அல்லது அயனிகளால் இழக்கப்படும் எலெக்ட்ரான்கள் வேறொரு தொகுதியில் உள்ள அணுக்கள் அல்லது அயனிகளால் பெற்றுக் கொள்ளப்படுவதால், எந்தப் பொருள் ஏற்றமடையினும் அத்துடனேயே வேறொரு பொருள் ஒடுக்கமடைகிறது. சான்றாக காற்றிலோ அல்லது ஆக்ஸிஜனிலோ எரித்தால், Mg ஏற்றமடைகிறது. இச்சமயத்திலேயே ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமடைகிறது. ஹைட்ரஜன் கூப்ரிக் ஆக்ஸைடுடன் வினைப்படும் பொழுது, பின்னது (அதாவது Cu^{2+} அயனி) ஒடுக்கமடைகிறது; அப்பொழுது ஹைட்ரஜன் ஏற்றமடைகிறது.

இவ்வாறு எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு பொருளிலிருந்து மற்றொன்றிற்குப் பெயர்ந்து செல்வதைத் (transfer) தொடர்ந்து இரண்டு எதிரெதிரான வினைகள் (அதாவது ஏற்றம் மற்றும் ஒடுக்க வினைகள்) நிகழ்கின்றன. அதனால் இவ்வகை வினைகளை ஏற்றம் — ஒடுக்கம் (அல்லது redox, ஏற்றொடுக்கம்) வினைகள் என்றழைப்பர்.

வினைகள் நிகழும்பொழுது எப்பொருளின் அணுக்கள் அல்லது அயனிகள் எலெக்ட்ரான்களை பெற்றுக் கொள்கின்றனவோ, அப்பொருள்களை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றிகள் (oxidising agents)என்றும்

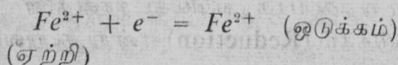
எப்பொருள்கள் எலெக்ட்ரான்களை இழக்கின்றனவோ அவற்றை ஒடுக்கிகள் (reducing agents or reductants) என்றும் அழைப்பர்.

வினைகள் நிகழும்பொழுது ஏற்றிகள் ஏற்றமடைந்த பொருளிலிருந்து எலெக்ட்ரான்களை நீக்கியும் தானே ஒடுக்கமடைந்தும் இருக்கும். ஒடுக்கிகள் (ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கிகள், Reducing agents) எலக்ட்ரான்களை (மற்றவற்றிற்கு) வழங்கி (இழந்து) தான் ஏற்றமடைகின்றன. சான்றாக முற்கூறப்பட்ட $FeCl_3$க்கும் HIக்கும் இடையே நிகழும் வினையில், ஏற்றி Fe^{3+} அயனி, இது ஒரு எலெக்ட்ரானை வாங்கி (பெற்று), Fe^{2+} அயனியாக ஒடுக்கமடைகிறது. இத்தருணத்தில் I^- அயனியாகிய ஒடுக்கி ஒரு எலெக்ட்ரானை வழங்கி (இழந்து) அயோடின் அணுக்களாக ஏற்றமடைகிறது.

இதை தெளிவாக இருவேறு ஒடுக்கம் மற்றும் ஏற்ற வினைகளாக தனித்தனியான எலெக்ட்ரான் சமன்பாடுகளால் காட்டலாம்.

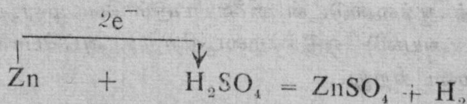


$$\underset{(\text{ஒடுக்கி})}{I^-} - e^- = I \quad (\text{ஏற்றம்})$$



$$\underset{(\text{ஏற்றி})}{Fe^{2+}} + e^- = Fe^{2+} \quad (\text{ஒடுக்கம்})$$

60-வது பிரிவில் விளக்கப்பட்ட வினைகள் (ஹைட்ரஜனை நீரிலிருந்தும், அமிலங்களில் இருந்தும் சில உலோகங்களுடன் வினைப்படுத்தி பெறும் வினைகள்) ஏற்ற - ஒடுக்க வினைகளே. இவ்வினைகளிலெல்லாம் உலோக அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை வழங்கி ஒடுக்கிகளாகவும் ஹைட்ரஜன் அயனிகள் எலெக்ட்ரான்களை வாங்கி(பெற்று) ஏற்றிகளாகவும் செயல்படுகின்றன. சான்றாக, கீழ்க்காணும் வினையில்



$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \quad (2e^- : Zn \rightarrow H_2SO_4)$$

Zn ஒடுக்கியாகவும், H^+ அயனி ஏற்றியாகவும் செயல்படுகின்றன.

இதன் விளைவாக, ஹைட்ரஜன் ஒடுக்கியாகவும் (பிரிவு 61) ஹைட்ரஜன் நேர்மின்னேற்றம் பெற்ற அயனியாகச் செயல்படும் பொழுது ஏற்றியாகவும் வினைப்படுவதைக் கருத்தில் கொள்க[1].

[1] ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் வீரியமுள்ள உலோகங்களுடன் வினைப்படும் பொழுது ஏற்றிகளாகவும் (அதாவது எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று ஹைட்ரஜன் எதிர்மின்னேற்றமுள்ள ஹைடிரைடு அயனியாக, H^- மாறுகிறது) செயல்படுகிறது.

ஒரு தொகுதி அணுக்கள் அல்லது அயனிகளிலிருந்து மற்றவற்றிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் இடம் பெயரும் பொழுது இவ்வினையில் பங்கு கொள்ளும் தனிமங்களின் இணைதிறன்கள் (Valence) மாற்றமடைகின்றன. ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகளில் இணைதிறன் மாற்றம் குறிப்பிடத்தக்க பண்பாகும். ஏற்றத்தில் அணுக்களும் அல்லது அயனிகளும் எலெகட்ரான்களை இழக்கின்றன; ஒடுக்கத்தில் எலெக்ட்ரான்கள் சேர்த்துக் கொள்ளப்படுகின்றன; ஆகையால் ஏற்றத்தின் பொழுது நேர் இணைதிறன் (positive valence) அதிகரிக்கிறது; எதிர் இணைதிறன் குறைகிறது. அதாவது ஏற்ற வினை நிகழும்பொழுது இணைதிறனின் இயற்கணித மதிப்பு (algebraic value) மிகுகிறது. ஒடுக்க வினையின்போது குறைகிறது. மேற்காட்டிய சான்றுகளில் ஏற்றம் மற்றும் ஒடுக்கம் அடைந்த அணுக்கள் அல்லது அயனிகளின் இணைதிறன் மாற்றங்களைக் கூர்ந்து நோக்கினல் இக்கருத்து தெள்ளிதின் புலனாகும். சான்றாக $FeCl_3$க்கும் HIக்கும் இடையே நிகழும் வினையில், இரும்பின் இணைதிறன் (Fe^{3+} அயனிகளின் மின்னேற்றம்) 3-லிருந்து இரண்டாகக் குறைகிறது; அயோடைடு அயனியின் இணைதிறன் (1^- அயனியின் மின்னேற்றம்) 1-லிருந்து பூச்சியமாக (அதாவது தனிமநிலை அயோடின்) அதிகரிக்கிறது.

10. நீர் கரைசல்கள்

நீர்

64. காணப்படும் விதம்

பூமியில் மிகவும் அதிக அளவில் காணப்படும் பொருள் நீராகும். உலககோளத்தின்பரப்பில்பெரும்பாலும் $\frac{3}{4}$ மடங்கு நீரால் நிரம்பி உள்ளது. இது பெருங்கடல்களாகவும், சில கடல்களாக வும், நதிகளாகவும், குளங்களாகவும், மற்றும் நீர்க் குட்டைகளாக வும் காணப்படுகிறது. வளி மண்டலத்தில் பெருமளவு நீர் வாயு நிலையில் (நீர்ஆவி) உள்ளது. உயரமான மலை உச்சிகள் மற்றும் துருவக் கோடிப் பகுதிகளிலும் ஆண்டு முழுவதும் நீர் பனியாக வும் பனிக்கட்டியாகவும் அதிக அளவு காணப்படுகிறது. நீர் பூமியின் மேற்பரப்பில் காணப்படுவதோடு பூமிக்கு அடியி லும் இருந்து, மண் மற்றும் பல்வேறு பாறைகளை வளமாக் கவும் மற்றும் ஊற்று நீர்களை உண்டாக்கவும் செய்கிறது.

இயற்கை நீர் எப்போதும் தூயதாக இருப்பதில்லை. மிகத் தூயது மழை நீரே. ஆனால் இதுவும் காற்றிலிருந்து பெறப்பட்ட கரைந்த வாயுக்கள், தூசுகள் மற்றும் நுண்ணுயிர்கள் போன்ற பல்வேறு மாசுகளைக் கொண்டுள்ளது.

பூமியின் மீது விழும் மழைநீரின் ஒரு பகுதி ஓடைகளாகவும், நதிகளாகவும் செல்கின்றது. மற்றொரு பகுதி மண் மற்றும் பல்வேறு பாறைகளினால் உறிஞ்சப்பட்டு மண்ணுக்கு அடியிலுள்ள நீராக மாறுகின்றது. பூமியின் மேல் அடுக்குகளின் ஊடே செல்லும் போது, நீர் பல்வேறு பொருள்களைக் கரைத்துக் கொண்டே செல்கிறது. இதன் காரணமாகத்தான் கிணறுகள், ஊற்றுகள் நதிகள் மற்றும் குளங்களின் நீர்கள் எப்போதும் கரைந்த பொருள் களைப் பெற்றுள்ளன. புதிய நீர்களில் இப்பொருள்களின் அளவு பெருமளவு மாறுபடுகிறது. ஆனால் பொதுவாக 0·01 — 0·05% அளவில் காணப்படுகிறது.

உப்பு நீர் 4% அளவு கரைந்த பொருள்களைக் கொண்டுள்ளது. அவற்றுள் சாதாரண உப்பின் அளவே அதிகம். பெருங்கடல் நீரில் 3·5% உப்புகள் உள்ளன. கடல் நீரில் 0·5 – 3·9% உப்புகள் உள்ளன; இவற்றில் காணப்படும் உப்புகளின் அளவு இவற்றுடன் வந்து கலக்கும் நதிகளின் நீரின் அளவைப் பொருத்து காணப்படுகிறது (மத்தியதரைக்கடல் 3·9%, கருங்கடல் 1·8%, மற்றும் பால்டிக் கடல் 0·5% உப்புகளையும் கொண்டுள்ளன).

அதிக அளவு கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியம் உப்புகளைக் கொண்ட நீர் **கடின** நீர் எனப்படும். மழைநீர் போன்று மிகக் குறைந்த கரைந்த பொருள்களைப் பெற்றிருக்கும் நீர் **மென்னீர்** எனப்படும். கடின நீர் சோப்புடன் மிகக் குறைந்த நுரையையே உண்டாக்குகிறது. இறைச்சி மற்றும் தாவரப் பொருள்களை இதில் கொதிக்க வைக்கும்போதும் மென்மை அடைவது மிகச் சிரமமாக உள்ளது. கொதிகலன்களில் அதிக அளவு செதில்களை உண்டாக்குகிறது.

இயற்கை நீர், கரைந்த மாசுக்களோடு, மணல், களிமண், தாவரம் மற்றும் விலங்கு கசடுகள் போன்ற தொங்கும் திண்மத் துகள்களையும் பல்வேறு வகை நுண்ணுயிர்களையும் பெற்றுள்ளது. நுண்ணுயிர்களில் நோய் உண்டாக்கும் பாக்டீரியாவும் அடங்கும். இவை விலங்கு மற்றும் மனித உயிர்ப் பொருள்களின் ஊடே நுழையும்போது பல்வேறு நோய்களை உண்டாக்குகின்றன.

இயற்கை நீரிலிருந்து தொங்கும் மாசுக்களை நீக்குவதற்கு கரி, சுட்ட களிமண் போன்ற நுண்துளைகள் கொண்ட பொருள்களின் அடுக்கின் வழியாக வடிகட்டப்படுகிறது. பெருமளவில் வடிகட்டுதல், மணல் மற்றும் சரளைக்கல் கொண்டு நடத்தப்படுகிறது. பெரும்பாலான பாக்டீரியாக்களும் வடிபடுக்கைகள் மூலமே நீக்கப்படுகின்றன. குடிநீரில் குளோரின் நச்சுத்தடை மருந்தாகச் சேர்க்கப்படுகிறது. நீரிலிருந்து முழுமையாக பாக்டீரியாக்களை அழிப்பதற்கு 0·7 கி. குளோரின்/டன் H_2O அளவிற்கு மேல் தேவைப்படுவதில்லை.

கரையாத மாசுக்களை மட்டும்தான் வடிகட்டுதல் முறையில் நீரிலிருந்து பிரிக்க முடியும். கரைந்த மாசுக்களைக்கூட, பெற்றிராத தூய நீரை காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் பெறலாம்.

65. நீரின் இயற்பியல் பண்புகள்

தூய நீர் ஒரு நிறமற்ற, தெளிவான, மணமில்லாத திரவம். குளிர்ச்சி அடையும்போது அடர்த்தி தொடர்ச்சியாக அதிகரிக்கும்

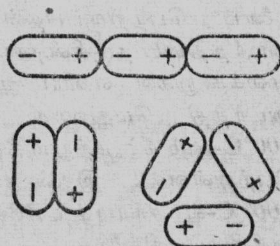
தன்மையைக் கொண்ட பிறபொருள்களைப் போல் அல்லாமல், நீரின் மிக உயர் அடர்த்தி 4°C-ல் காணப்படுகிறது. இவ்வெப்ப நிலைக்கு அதிகமான அல்லது குறைந்த வெப்பநிலைகளில் நீரின் அடர்த்தி குறைவாக உள்ளது; நீரின் இந்த முரண்பாடான பண்பு மிகவும் முக்கியத்துவம் உடையது. ஏனெனில், குளிர் காலத்தில் நீரில் வாழும் உயிர்களை நிலவி இருப்பதற்கு ஏற்ப ஆழப்பகுதிகளில் உள்ள நீர் உறையாமல் இருப்பதற்கான காரணத்தை இப்பண்பு விளக்குவதாக உள்ளது.

நீர் இயற்கையில் முக்கியத்துவம் வாய்ந்த் வேறொரு முரண் பாட்டையும் பெற்றுள்ளது. எல்லா திண்ம மற்றும் நீர்மப் பொருள்களில் நீரே மிக உயர் கனல் ஏற்புத் திறனைப் பெற்றுள்ளது. இதன் காரணமாக, நீர் குளிர்காலத்தில் மிக மெதுவாகக் குளிர்ச்சி அடைகிறது. கோடைகாலத்தில் மிக மெதுவாக வெப்பமடைகிறது. இவ்வாறு பூமியின் கோளத்தின் மீது ஒரு வெப்பச் சீராக்கியாகச் செயல்படுகிறது.

நீர் எடையளவில் 11.11% ஹைட்ரஜனையும், 88.89% ஆக்ஸிஜனையும் கொண்டுள்ளது. எனவே, நீரின் எளிய வாய்பாடு H_2O. உயர் வெப்பநிலைகளில் நீரினுடைய ஆவி அடர்த்தி மூலம் நிர்ணயிக்கப்பட்ட மூலக்கூறு எடை 18 ஆகும். இது இதன் எளிய வாய்பாட்டுடன் ஒத்துள்ளது. இருப்பினும், நீரின் கொதிநிலை நெருங்கும்போது, அதன் ஆவி அடர்த்தி ஓரளவிற்கு அதிகமாகி அதன் காரணமாக அதன் மூலக்கூறு எடை 18-ஐ விட சிறிது அதிகமாக உள்ளது. நீரைத் தகுந்த கரைப்பான்களில் கரைத்து பிரிவு 75-ல் விவரிக்கப்பட்ட முறையில் நிர்ணயிக்கப்பட்ட போதும் திரவ நீரின் மூலக்கூறு எடை எளிய வாய்ப்பாட்டிற்கு உரியதைவிடச் சிறிது உயர்வாகவே உள்ளது. இக்கருத்துக்கள் அனைத்தும் நீர்ம நீரில் எளிய H_2O மூலக்கூறுகளுடன் $(H_2O)x$ என குறுப்பிடப்படும் அணைவு மூலக்கூறுகளும் உள்ளன. என்பதைத் தெரிவிக்கின்றன. இதுபோன்று பொருளின் வேதியியத் தன்மை மாறுதவாறு, எளிய மூலக்கூறுகள் அணைவு மூலக்கூறுகளாக இணைவதை மூலக்கூறு **இணக்கம்** (association) என்கிறோம்.

மூலக்கூறு இணக்கத்திற்குப் பொதுவாக மூலக்கூறுகளின் முனைவுத் தன்மைக் காரணமாக உள்ளது. இதன் காரணமாக, வேறுபட்ட மின்முனைகள் ஒன்றை ஒன்று கவர்ந்து ஈர்ப்பதன் மூலம் இரண்டு, மூன்று என மூலக்கூறுகள் இணக்கம் (படம் 56) பெறுகின்றன; ஆனால் நீரில் இணக்கம் உண்டாவதற்கு முக்கிய

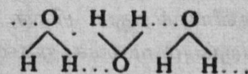
காரணமாக இருப்பது மூலக்கூறுகளிடையே நிலவும் 'ஹைட்ரஜன்' பிணைப்புகளாகும்.



படம் 56
முனைவு மூலக்கூறுகளின் இணக்கம்

ஹைட்ரஜன் சகப்பிணைப்பு மூலம் மிக உயர் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலுடைய ஒரு தனிமத்துடன் (ஃபுளூரின் அல்லது ஆக்சிஜன்) இணைந்திருப்பின், அது அதே தனிமத்தின் மேலும் ஒரு அணுவுடன் இணையும் தன்மையுடையதாக உள்ளது என ஆய்வுகள் மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. இந்த இரண்டாவது பிணைப்பு ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு எனப்படுகிறது.

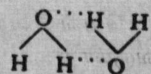
ஹைட்ரஜன் அணுவின் இந்த சிறப்புப் பண்பிற்குக் காரணம் ஹைட்ரஜன், தீவிர எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் கொண்ட தனிமத்துடன் பிணைப்பை உண்டாக்குவதற்கு அதன் ஒரே ஒரு எலெக்ட்ரானையும் இழந்த பிறகு, கிட்டத்தட்ட எலெக்ட்ரான் ஷெல்லையே பெற்றில்லாத ஒரு மிகச் சிறிய அணுக்கருவாக மாறுவதேயாகும், எனவே, ஏதேனும் ஒரு மூன்றுவது அணுவின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்லினுல் இது வெறுக்கப்படாமல் கவரப்பெற்று அத்துடன் இடையீடு கொள்ளலாம்.



திரவ நீரில், ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு நீரின் ஒரு மூலக்கூறினுடைய ஹைட்ரஜன் அணுவிற்கும் மற்றொரு மூலக்கூறினுடைய ஆக்ஸிஜன் அணுவிற்கும் இடையே கீழே காட்டியிருப்பதுபோன்று உண்டாகிறது.

இங்கு ஹைட்ரஜன் பிணைப்புகள் புள்ளிகள் வாயிலாகத் தெரிவிக்கப்பட்டுள்ளன. இதுபோன்றே இதைவிட பெரிய அணைவு மூலக்கூறுகளின் தொகுப்பும் நீரில் உண்டாகலாம்.

மிகவும் நிலையானவை இரட்டை மூலக்கூறுகளாகும் $(H_2O)_2$ இது உண்டாகும்போது இரண்டு ஹைட்ரஜன் பிணைப்புகள் தோன்றுகின்றன.



நீர் மூலக்கூறுகள் இணக்கம் பெறுவது நீரின் பண்புகளில் காணப்படும் மேற்கண்ட முரண்பாடுகளை விளக்குவதாக உள்ளது. நீர் O°C - ல் பெருமளவிற்கு $(H_2O)_3$ மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருப்பதாகக் கருதப்படுகிறது. O°C-லிருந்து

4°Cக்குச் சூடு செய்தால் $(H_2O)_3$ மூலக்கூறுகள் $(H_2O)_2$ மூலக்கூறுகளாகப் பிரிக்கின்றன. இவை இரண்டு ஹைட்ரஜன் பிணைப்புகளைப் பெற்றிருப்பதன் காரணமாக நீருக்கு அதன் உயர் அடர்த்தியை தருகின்றன. மேலும் சூடு செய்யும்போது, இரட்டை மூலக்கூறுகள் எளிய மூலக்கூறுகளாகச் சிதைவதால் நீரின் அடர்த்தி மெதுவாக குறையத் தொடங்குகிறது. ஆனல் 100°C-லும் நீர் மற்றும் நீராவி ஓரளவு இரட்டை மூலக்கூறுகளைப் பெற்றுள்ளன. இதன் காரணமாக நீராவியினுடைய அடர்த்தி 100° C-ல் சரியாக நீரினுடைய எளிய வாய்பாட்டுடன் H_2O ஒத்திருப்பதில்லை.

நீரினுடைய உயர் கனல் ஏற்புத் திறனுக்கு சூடு செய்யும் போது அதன் அணைவு மூலக்கூறுகள் பிரிவு அடைவதைக் காரணம் காட்டலாம். பிரிகை அடையும்போது வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுவதால், நீரைச்சூடு செய்யும்போது அதன் வெப்ப நிலையை உயர்த்துவதற்கு மட்டும் அல்லாமல் இணக்கம் கொண்ட மூலக் கூறுகளை சிதைப்பதற்கும் வெப்பம் தேவைப்படுகிறது.

நீர் ஆவி (water vapour) நீரை ஒரு திறந்த கலனில் வைத்திருந்தால் அது பிற நீர்மங்களைப் போன்றே (விரைவாக அல்லது மெதுவாக) ஆவியாகிச் செல்கிறது. இருப்பினும் நீர்மத்தைக் காலியாக உள்ள அல்லது ஏதேனும் ஒரு வாயுவினல் வியாபிக்கப்பட்டுள்ள ஒரு மூடிய கலனில் வைத்தால், நீர்மத்துக்குப் அதன் ஆவிக்கும் இடையே ஒரு இயக்கச் சமநிலை எய்தும் வரை நீர்மம் ஆவியாகிறது. பிறகு ஒரு அலகு நேரத்தில் திரவத்திற்குத் திரும்பும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அளவே ஆவியாகவும் செய்யும். நீர்மத்துடன் சமநிலையில் உள்ள ஆவியை **பூரித ஆவி** என்கிறோம். எடுத்துக்கொண்ட எந்த ஒரு வெப்பநிலையிலும் இதன் (ஆவியின்) அழுத்தம் வெவ்வேறு நீர்மங்களுக்கு வெவ்வேருக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக 20° C-ல் பூரித நீர் ஆவியின் அழுத்தம் 17. 4. மி. மீ. Hg; ஆல்கஹால் 43·9 மி. மீ. Hg; எத்தர் 44. மி. மீ. Hg.

ஆவியாதல் ஒரு வெப்பம் உட்கொள்ளும் வினையாகும். எனவே, லீச்சேட்டிலியர் கொள்கையின்படி, வெப்பநிலையை உயர்த்திஞல் அது ஆவி மற்றும் நீர்மத்திற்கு இடையே உள்ள சமநிலையை ஆவியின் பக்கம் பெயரச் செய்யும்; எனவே, ஆவி அழுத்தம் அதிகரிக்கும்.

வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில் நீர் ஆவியின் அழுத்தம் பின் வருமாறு:

வெப்பநிலை, °C	0	20	40	60	80	100
அழுத்தம், மி. மீ Hg . .	4.6	17.4	55.0	149.2	355.5	760

ஒரு நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் வெளிப்புற அழுத்த மதிப்பை எட்டியதும் நீர்மம் கொதிக்கத் தொடங்குகிறது. இயல்பான வளிமண்டல அழுத்தத்தில் நீரின் கொதிநிலை 100° C, ஏனெனில் இந்த வெப்ப நிலையில் நீர் ஆவியின் அழுத்தம் 760 மி.மீ. Hg-க்குச் சமமாக உள்ளது.

நீர் நீராவியாக மாறும்போது பெருமளவு வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுகிறது. 100° C-ல் ஒரு மோல் நீரை நீராவியாக அதே வெப்ப நிலையில் மாற்றுவதற்கு 9·7 கி. கலோரி வெப்பம் தேவைப்படுகிறது. இதன்பின் வினையில், நீராவி நீராக மாறும் போது இதே அளவு வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது.

பனிக்கட்டி : நீரிலிருந்து 0°C-ல் மற்றும் சாதாரண அழுத்தத்தில் வெப்பத்தை நீக்கினல், நீர் பனிக்கட்டி எனப்படும் திண்ம நிலையைப் பெறுகிறது. மாருக, பனிக்கட்டியை 0° C-க்குச் சூடு செய்தால் உருகி நீராக மாறுகிறது. வெளியில் இருந்து வெப்பத்தை எடுத்துக்கொண்டாலும் அல்லது வெப்பத்தை வெளிவிட்டாலும் நீரும் பனிக்கட்டியும் கலந்த கலவை 0° C-ல் மாருமல் இருக்கும். இதன் அடிப்படையில் உறைநிலை அல்லது உருகுநிலையை பின்வருமாறு வரையறுக்கலாம்: **ஒரு நீர்மம் எந்த வெப்ப நிலையில் அதன் திண்ம நிலைமையுடன் சமநிலையில் உள்ளதோ அந்த வெப்ப நிலையே அதன் உறைநிலை அல்லது உருகுநிலை எனப்படும்.**

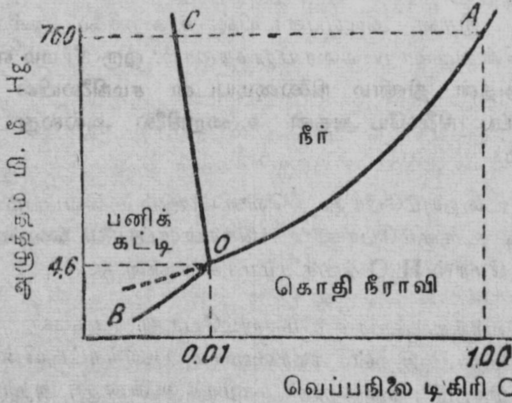
நீர் உறையும்போது வெளிப்படும் வெப்பம் (அல்லது பனிக்கட்டி உருகும்போது உட்கொள்ளப்படும் வெப்பம்) 1·42 கி. கலோரி / மோல் H_2O க்குச் சமமாக உள்ளது.

நீர் பனிக்கட்டியாக மாறும்போது பருமன் பெருமளவு அதிகரிக்கிறது. இதன் காரணமாக பனிக்கட்டியின் அடர்த்தி 0·92 கி. / செ. மீ³. க்குத்தான் சமமாக உள்ளது; அதாவது பனிக்கட்டி நீரைவிட இலேசாக உள்ளது. அழுத்தம் அதிகரிக்கும் போது, நீர் பனிக்கட்டியின் இடை நிலை வெப்பநிலை முதலில் குறைகிறது (எ. கா. 615 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் நீர் -5° C-ல் தான் உறைகிறது); ஆனல் பிறகு (2,000 வளிமண்டல அழுத்தத்திற்கு மேல்) இது மீண்டும் உயரத்தொடங்கி மிக உயர் அழுத்தங்களில் 0° C-க்கும் அதிகமாக உள்ளது.

2,000 வளிமண்டல அழுத்தத்திற்கு மேலான அழுத்தங்களில் சாதாரண பனிக்கட்டியுடன், 1 கி. / செ. மீ³.-க்கும் அதிகமான அடர்த்திகளைக்கொண்ட வெவ்வேறு வடிவப்பனிக்கட்டிகள் நிலவுகின்றன என ஆய்வுகள் மூலம் கண்டறியப்பட்டுள்ளன.

நீரைப்போன்றே, பனிக்கட்டியும் ஆவியாகும். ஒரு மூடிய வெளியில் பனிக்கட்டி ஆவியாதல், உண்டான ஆவியின் அழுத்தம் ஒவ்வொரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலைக்கும் ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்பை எட்டும் வரைக்கும் தொடர்ந்து நிகழ்கிறது. பனிக்கட்டியினுடைய ஆவியின் அழுத்தம் 0·01° C-ல் நீரினுடைய ஆவியின் அழுத்தத்திற்கு 0·01° C-ல் சமமாக உள்ளது. அதன் மதிப்பு 4·6 மி. மீ. Hg. வெப்பநிலை குறையும்போது, பனிக்கட்டியின் ஆவி அழுத்தம் விரைவாகக் குறைகிறது; இது —20°C-ல் 0·8 மி. மீ. Hgக்கும் மற்றும் — 50°C-ல் 0·3 மி.மீ. Hg-க்கும் சமமாக உள்ளது. இதன் காரணமாகத்தான் பனிக்கட்டி நீரைவிட மிக மெதுவாக ஆவியாகிறது.

நீர் ஆவியின் அழுத்தம் வெப்ப நிலையைச் சார்ந்து இருத்தல் மற்றும் ஒரே சமயத்தில் நீர் பல்வேறு நிலைமைகளில் நிலவி இருப்பதற்கான நிபந்தனைகள் ஆகியவற்றை **நீரின் நிலைபற்றிய விளக்கப் படத்தின்** வாயிலாகத் தெரிவிக்கலாம் (படம் 57).



படம் 57.
நீரின் நிலை பற்றிய விளக்கபபடம்

இந்தப் படத்தில் OA என்பது நீரின் ஆவி அழுத்த வளை கோட்டையும், OB என்பது பனிக்கட்டியின் ஆவி அழுத்த வளை கோட்டையும் குறிக்கும். வளைகோடு OA-யின் மேலுள்ள புள்ளிகள் நீர் மற்றும் நீராவி ஒரே சமயத்தில் நிலவியிருக்கக் கூடிய வெப்பநிலைகளையும் அழுத்தங்களையும் காட்டுகின்றன; வளைகோடு OB-யின் புள்ளிகள் பனிக்கட்டி மற்றும் அதன் ஆவிக்கும் இடையே நிலவும் சமநிலைக்கான நிபந்தனைகளைக் காட்டுகின்றன. வளை கோடுகள் புள்ளி O-வில் ஒன்றை ஒன்று வெட்டுகின்றன. இது,

இம் மூன்று நிலைமைகளும் ஒருங்கே சமநிலையில் நிலவியிருக்கக் கூடிய வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தைக் காட்டுகிறது. எனவே, புள்ளி O **மும்மைப் புள்ளி** (triple point) எனப்படுகிறது; இப் புள்ளி 4·6 மி மீ. Hg அழுத்தத்திற்கும் மற்றும் + 0·01°C-க்கும் உரியதாகும். வளைகோடு OC பனிக்கட்டியின் உருகுநிலையை அழுத்தம் எவ்வாறு பாதிக்கிறது என்பதைக் காட்டுகிறது. இந்த வளைகோட்டில் ஒவ்வொரு புள்ளியும் பனிக்கட்டியும் நீரும் சம நிலையில் நிலவியிருக்கும் போதான ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலை யையும் ஒரு குறிப்பிட்ட அழுத்தத்தையும் குறிக்கும். வளைகோடு கள் OA, OB மற்றும் OC படத்தின் முழுப் பகுதியை மூன்று பாகங்களாகப் பிரிக்கின்றன. இவை ஒவ்வொன்றும், நீரினுடைய மூன்று இயற்பியல் நிலைகளுள் ஏதேனும் ஒன்றினுடைய நிலைத் தன்மையைக் குறிக்கிறது. AOC பரப்பிலுள்ள புள்ளிகளுக்குரிய வெப்பநிலைகள் மற்றும் அழுத்தங்களில் நீர் நீர்மநிலை ஒன்றில் மட்டும்தான் நிலவ முடியும். இதுபோன்றே பனிக்கட்டி என்று குறிப்பிடப்பட்டுள்ள பரப்பில் உள்ள புள்ளிகளுக்குரிய வெப்ப நிலைகள் மற்றும் அழுத்தங்களில் நீர் திண்ம நிலையிலும் நீராவி என்று குறிப்பிடப்பட்டுள்ள பரப்பில் உள்ள புள்ளிகளுக்கான வெப்பநிலைகள் மற்றும் அழுத்தங்களில் ஆவி நிலையிலும் நிலவி யிருக்க முடியும்.

66. நீரின் வேதியியப் பண்புகள்

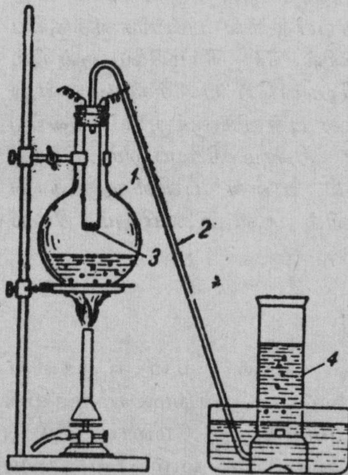
நீரின் வேதியியப் பண்புகளில் அதன் மூலக்கூறுகளின் வெப்பத்தை தாங்கவல்ல உயர் நிலைப்புத் தன்மையை முதலில் குறிப்பிட வேண்டும். இருப்பினும், 1000°C-க்கு மேலான வெப்ப நிலைகளில் நீர் ஆவி, உணரக்கூடிய அளவிற்கு ஹைட்ரஜனைகவும் ஆக்ஸிஜனைகவும் பிரியத் தொடங்குகிறது.



$$2H_2O \rightleftarrows 2H_2 + O_2 \quad - \quad 136{\cdot}8 \text{ கி. கலோரிகள்.}$$

இவ்வினையின்போது வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுவதால், லீச் சேட்டிலியர் கொள்கையின்படி, வெப்பநிலை உயரும்போது சம நிலை வலது பக்கமாகப் பெயர்வு அடைய வேண்டும். இருப்பினும், 2000°C வெப்பநிலையிலும் கூட பிரிகை வீதம் 1·8% ஆகத்தான் உள்ளது. வெப்பநிலை 1000°C-க்குக் குறையுமானல் சமநிலை கிட்டத்தட்ட முழுமையாக நீர் உண்டாகும் திசையில் பெயர்வு அடைந்து விடுகிறது; சாதாரண வெப்பநிலைகளில், எந்த ஒரு முறையினலும் கண்டறிய முடியாத அளவிற்கு மிக மிகக் குறைவான அளவில் தனி ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜன் மூலக் கூறுகள் நீரில் உள்ளன.

உயர் வெப்ப நிலைகளில் பொருள்களின் பிரிகை வீதத்தை நிர்ணயிப்பதற்குப் பல்வேறு முறைகள் பயன்படுகின்றன. இவற்றுள் ஒரு முறை, சமநிலையைத் தடை செய்தல் என்பதன் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளது. உயர் வெப்ப நிலையில் உண்டான பிரிகை வினைபொருள்களை விரைவாகக் குளிர்வித்தால், உடனடியாக பெயர்வு அடைவதற்கான வாய்ப்பை சமநிலை பெறுவதில்லை. மற்றும் குறைந்த வெப்பநிலைகளில் வினையின் வேக வீதம் மிக மெதுவாக இருப்பதன் காரணமாக, பிறகு சமநிலை பெயர்வு அடைவதே கிடையாது. எனவே, உயர் வெப்பநிலையில் பொருள்களுக்கு இடையே நிலவியிருந்த விகிதம் மாறுமலேயே இருக்கிறது. இதனைப் பகுப்பாய்வு முறையில் நிர்ணயிக்கலாம்.



படம் 58.

உயர் வெப்ப நிலைகளில் நீரின் பிரிகையைக் காட்டும் சாதனம்
1. குடுவை; 2. வாயுபோக்கிக்குழாய்; 3. பிளாட்டினய் இழை; 4. நீர் பிரிகைப் பொருட்களை சேகரிக்கும் கலன்.

உயர் வெப்பநிலைகளில் நீர் பிரிகை அடைவதைப் பின் கண்ட சோதனையின் மூலம் விளக்கலாம். குடுவை 1-ல் சிறிது நீரை எடுத்துக்கொள்க. இதில், வாயு போக்குக் குழாயையும் (2) மற்றும் மெல்லிய பிளாட்டின இழையால் (3) இணைக்கப்பட்ட இரண்டு பெரிய விட்டம் கொண்ட காப்பர் கம்பிகளையும் ஏந்திக் கொண்டிருக்கும் ஒரு ரப்பர் அடைப்பான் பொருத்தப்பட்டுள்ளது. குடுவையிலுள்ள நீரைக்கொதிக்கும் அளவிற்குச் சூடு செய். குடுவையிலிருந்து காற்று முழுவதும் நீர் ஆவியினால் வெளியேற்றப்பட்டப் பிறகு, போக்குக் குழாயின் நுனியை நீரினால் நிரப்பப்பட்ட உருளை வடிவமான ஜாடியின், (4) கீழ் கொண்டு செய்க. பிறகு, மின்சாரத்தைச் செலுத்தி பிளாட்டினம் இழையை உயர் வெப்ப நிலைக்குச் சூடு செய். வாயுக்குமிழ்கள் உடனே போக்குக் குழாயினின்று வெளிவரத் தொடங்கி மெதுவாக உருளை ஜாடியை நிரப்புகிறது. ஜாடி முழுவதுமாக வாயு நிரம்பியதும், அதனை நீரினின்று வெளியே எடுத்து அதன் வாயில் சுடரைக் காட்டுக. வெடித்தல் நிகழும். இது ஜாடி முழுவதும் ஓசையுடன் வெடிக்கும் வாயு நிரம்பியிருந்ததைக் காட்டுகிறது.

நீர் வெப்பத்தைத் தாங்க வல்ல நிலைப்புத் தன்மையைப் பெற்றிருப்பினும் மிகவும் எளிதில் வினைபுரியும் வீரிய பொருளாகவே செயல்படுகிறது. பல உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகள் நீருடன் கூடி காரங்களையும் அமிலங்களையும் உண்டாக்குகின்றன; பல உப்புகள் நீருடன் படிக ஹைட்ரேட்டுகளைத் தருகின்றன; மிக வலிய உலோகங்கள் நீருடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகின்றன. நீர் பங்குபெறும் பிற வினைகளைப் பின்னர் காண்போம்.

கன நீர்: ஹைட்ரஜனின் கன ஐசோடோப்பினால் உண்டான D_2O மூலக்கூறுகளை மிக மிகக் குறைந்த அளவில் பெற்ற சாதாரண நீரை மின்னாற் பகுத்தால், H_2O மூலக் கூறுகளே பெரும் அளவில் சிதைகின்றன. எனவே, நீரை நீண்ட நேரத்திற்கு மின்னாற் பகுப்பு அடையச் செய்தால், எஞ்சுவது படிப்படியாக D_2O மூலக் கூறுகளை அதிகமாகப் பெற்றுக் காணப்படுகிறது. 1933-ல் லூயிஸ் மற்றும் மெக்டோனால்டு என்பவர்கள் இந்த மீதத்திலிருந்து திரும்பத் திரும்ப மின்பகுப்பு மற்றும் காய்ச்சி வடித்தலை நிகழ்த்தி, பெரும்பாலும் முழுமையாக D_2O மூலக் கூறுகளைக் கொண்ட சிறிய அளவு நீரைப் பெறுவதில் வெற்றி கண்டனர். இந் நீர் 'கன நீர்' என அழைக்கப்பட்டது.

கன நீரின் பண்புகள் சிறப்பாக சாதாரண (இலேசான) நீரின் பண்புகளிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளன (அட்டவணை 7-ஐக் காண்க).

அட்டவணை 7.

சாதாரண மற்றும் கன நீரின் சில மாறிலிகள்

மாறிலி	H_2O	D_2O
மூலக்கூறு எடை	18	20
உறைநிலை, °C	0	3.8
உருகு நிலை, °C	100	101.4
அடர்த்தி 20°C.ல், கி/செ. மீ^{3}	0.9982	1.1056
உயர் அடர்த்தி வெப்பநிலை, °C	4	11.6

கனநீர் உப்புகளை சாதாரண நீர் கரைப்பதைவிடச் சிறிது சிரமமாகவே கரைக்கிறது. கன மற்றும் சாதாரண நீரின் பண்பு

களிடையே காணப்படும் வேற்றுமை சிறப்பாக வேதியிய வினை களில் புலப்படுகிறது: கனநீருடன் நிகழும் வினைகள் இலேசான நீருடன் நிகழ்வதைவிட மிகவும் மெதுவாக நடைபெறுகின்றன. உயிர்ச் சக்தி வினைகளை கனநீர் எவ்வாறு பாதிக்கிறது என ஆராய்ந்தபோது, சில உயிர்ப் பொருள்கள் மீது கனநீர் தீவிர உயிரியல் விளைவுகளைப் பெற்றுள்ளது எனத் தெரியவந்தது.

கன நீர் அணு உலைகளில் ஒரு தணிப்பானாகப் பயன்படு கிறது.

கரைசல்கள்

கரைசல்கள் மனிதனின் வாழ்க்கையிலும் மற்றும் நடைமுறை செயல்களிலும் மிகவும் முக்கியப் பங்கைப் பெற்றுள்ளன. மனித மற்றும் விலங்குகள் உணவைச் செரிமானம் செய்யும் வினைகளில் உணவூட்டப் பொருள்கள் கரைவது குறிப்பிடத்தக்கதாகும். எல்லா முக்கிய உடற்கூறு நீர்மங்களும் (இரத்தம், நிணநீர்) கரைசல்களே. மேலும், வேதியிய வினைகளின் அடிப்படையில் அமைந்த எல்லாத் தொழிற்துறை முறைகளிலும் பல்வேறு கரைசல்கள் பயன்படுகின்றன.

நாள்தோறும் கரைசல்களை பயன்படுத்தி வந்ததால், நீண்ட காலத்திலிருந்தே மனிதனுக்கு இவற்றின் பண்புகளை அறிய வேண்டும் என்ற ஆவல் இருந்தது; ஆனால் கரைசல்களின் செயல் களைக் கட்டுப்படுத்தும் அடிப்படைத் தொடர்புகள் 18-ம் நூற் றுண்டில்தான் நிறுவப்பட்டன.

67. கரைசல்களின் பண்புகள்

கரைசல் என்பது இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட கூறு களைக் கொண்ட ஒரு படித்தான திண்ம அல்லது நீர்ம அமைப் பாகும். கூறுகளின் சார்பு அளவுகள் ஓரளவிற்கு அதிகமாக மாறுபட்டிருக்கலாம். மிகவும் முக்கியமானவை நீர்மக் கரைசல் களாகும். இதனை இப்பகுதியில் காண்போம்.

எந்த ஒரு கரைசலும் **கரை பொருள்** (Solute) எனப்படும் ஒரு கரைந்த பொருளையும் மற்றும் கரைபொருள் மூலக்கூறுகளாக அல்லது அயனிகளாக சீராக விரவியிருக்கும் ஊடகத்தையும் பெற்றிருக்கும். இவ் ஊடகத்தைப் பொதுவாக, **கரைப்பான்** (Solvent) என்கிறோம். இருப்பினும், எவையெவை கரைப்பான் மற்றும் எவையெவை கரை பொருள் என நிர்ணயிப்பது எப்போ தும் எளிதாக இருப்பதில்லை. பொதுவாக கரைசலின் இயற்

பியல் நிலையை ஒத்த நிலையைத் தூய நிலையில் இருக்கும்போதும் பெற்றிருக்கும் பகுதியைக் கரைப்பான் (எடுத்துக்காட்டாக, உப்பின் நீர்க் கரைசலில் கரைப்பான் நீராகும்) என்கிறோம். இரண்டு பகுதிகளும் தனித்தனியாக இருக்கும்போது கரைசலின் இயற்பியல் நிலையையே பெற்றிருப்பின் (எ-கா. ஆல்கஹால் மற்றும் நீர்) கரைசலில் அதிக அளவில் உள்ள பகுதியே கரைப் பான் எனப்படும்.

கரைசல்களின் ஒருபடித்தான தன்மை அவற்றை வேதியியச் சேர்மங்களுடன் மிகவும் ஒத்திருக்கச் செய்கிறது. சில பொருள் களைக் கரைக்கும்போது வெப்பம் வெளிப்படுவதும் கரைப்பா னுக்கும் கரைபொருளுக்கும் இடையே சில வேதியிய வினை நிகழ் வதைக் காட்டுகிறது. வேதியியச் சேர்மங்களின் இயைபு மாறாதது; ஆனால் எடுத்துக்கொண்ட கூறுகளிலிருந்து பெறப் பட்ட கரைசல்களின் இயைபு சில சமயங்களில் பரவலாக மாறுபட் டிருக்கலாம். மேலும், தனிப்பட்ட கூறுகளின் பல பண்புகளைக் கரைசல்களின் பண்புகளினுள்ளும் கண்டறிய முடிகிறது; ஆனால், இது வேதியியச் சேர்மங்களில் முடிவதில்லை. இயைபிலே மாறு பட்டிருக்கக்கூடிய கரைசல்களின் இத் தன்மை இவற்றைக் கலவை களுடன் ஒத்திருக்கச் செய்கிறது. ஆனால் இவை, பின்னவையி னின்று ஒருபடித்தான தன்மையில் வேறுபடுகிறது. எனவே, கரைசல்கள் கலவைகளுக்கும் வேதியியச் சேர்மங்களுக்கும் இடைப்பட்டுக் காணப்படுகின்றன.

68. கரைக்கும் செயல்

எந்த ஒரு பொருளின் கரைசலையும் தயாரிப்பதற்குக் கரை பொருளைக் கரைப்பானுடன் சிறிது நீண்ட நேரம் தொடர்பு கொள்ளுமாறு செய்தால் போதுமானதாகும். இதுபோலச் செய் யும்போது, பெரும்பாலான திண்மப் பொருள்கள் மற்றும் எல்லா வாயுக்களும் ஓரளவிற்குத்தான் கரைகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, அறையின் வெப்ப நிலையில் 36 கிராமுக்கும் அதிகமான உப்பை 100 கிராம் நீரில் சேர்த்தால், உப்பு முழுவதும், எவ்வளவு நேரம் உப்பையும் நீரையும் சேர்த்து குலுக்கினாலும் கரைவதில்லை. நீண்ட நேரம் குலுக்கினாலும் மேலும் கரைபொருளைக் கரைக்க முடியாத நிலையிலுள்ள கரைசலை எடுத்துக்கொண்ட வெப்ப நிலையில் **பூரிதக் கரைசல்** என்கிறோம்.

திண்மப் பொருள் நீர்மத்தில் கரைவது பின்வருமாறு நிகழ் கிறது என்பது தெளிவு. நாம் அறிந்தபடி, எந்த ஒரு பொருளி

னுடைய மூலக்கூறுகளும் இடைவிடாமல் இயங்கிக்கொண்டே உள்ளன; இவ் வியக்கம் திண்மப் பொருள்களில் அலைவுத் தன்மை யுடையதாக உள்ளது. கரையும் திண்மம் ஒன்றை ஒரு நீர்மத்தில் வைத்தால், கரைப்பானின் மூலக்கூறுகளுடன் இடையீடு கொள்வதால், கரைபொருளின் பரப்பிலிருந்து தனித்தனி மூலக்கூறுகள் படிப்படியாகப் பிரிகின்றன. விரவுதல் காரணமாக இம் மூலக் கூறுகள் கரைப்பானின் முழு அளவில் சீராகப் பரவுகின்றன. திண்மத்தினுடைய பரப்பிலிருந்து மூலக்கூறுகள் பிரிகை அடைவதைச் செயல்படுத்துவன திண்ம மூலக்கூறுகளின் அலைவுத் தன்மை மற்றும் கரைப்பான் மூலக்கூறுகளின் கவர்ச்சித்தன்மை ஆகியன வாகும். இச் செயல், பின் செயலான படிகமாதல் அதே சமயத்தில் நிகழாதிருப்பின், கரைபொருள் முழுவதும் கரையும் வரைக்கும் தொடர்ந்து நிகழும். கரைசலினூடே சென்ற மூலக் கூறுகள் இன்னும் கரையாமல் உள்ள பொருளின் பரப்பின் மீது மோதும்போது, அவை மீண்டும் கவரப்பட்டுப் படிகங்களின் பகுதியாக மாறுகின்றன. எனவே, கரைசலின் அடர்வு அதிக மாக இருப்பின் அதிலிருந்து பிரிந்து கரைபொருளின் மூலக் கூறுகள் படிவதும் வேகமாக நிகழும் என்பது தெளிவு. பொருள் கரையும்போது கரைசலின் அடர்வு அதிகரித்துக்கொண்டே செல்வதால், நீண்ட நேரத்திற்குப் பிறகு, கரைசலாகும் வேக வீதமும், படிகமாகும் வேகவீதமும் சமமாகும் ஒரு நிலை எய்தப் படுகிறது. இது நிலவும் இயக்கச் சமநிலை பின் வருவாறு:

$$\text{கரையாத கரைபொருள்} \rightleftharpoons \text{கரைசலில் உள்ள கரைபொருள்}$$

இச் சமநிலையில் ஓர் அலகு நேரத்தில் கரையும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் கரைசலிலிருந்து படியும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் சமமாக உள்ளன. பிறகு கரைசலின் அடர்வு அதிகரித்தல் நிறுத்தப்படுகிறது; அதாவது கரைசல் பூரித நிலையை அடைகிறது.

எனவே, **பூரிதக் கரைசல் என்பது, உச்ச அளவு கரைபொருளுடன் முடிவில்லாமல் சமநிலையில் நிலவியிருக்கும் கரைசலாகும்.**

69. கரைசல்களின் அடர்வு

ஒரு பூரிதக் கரைசலைப் பெறுவதற்கு, கரைபொருளின ஒரு பகுதி கரையாமல் எஞ்சியிருப்பதற்குப் போதுமான அளவில் கரைபொருள் கரைப்பானுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. பூரிதக் கரைசல்கள் மிக அரிதாகவே பயன்படுததப்படுகின்றன. பெரும்

பாலும் அபூரிதக் கரைசல்களே, அதாவது, பூரிதக் கரைசல்களின் அடர்வைக்காட்டிலும் குறைந்த கரைபொருள் அடர்வுகளைக் கொண்ட கரைசல்களே பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

ஒரு கரைசலின் அடர்வு என்பது, கரைசலின் ஒரு குறிப்பிட்ட எடை அல்லது கன அளவில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் அளவாகும் (எடையளவில் அல்லது வாயுக்களாக இருப்பின் கன அளவில்). கரைபொருளின் உயர் அடர்வுகளைக் கொண்ட கரைசல்கள் **அடர்** கரைசல்கள் என்றும் குறைந்த அடர்வுகளைக் கொண்ட கரைசல்கள் **நீர்த்த** கரைசல்கள் என்றும் பெயர் பெறுகின்றன.

'அடர்' மற்றும் 'பூரித'என்ற சொற்களைக் குழப்பிக்கொள்ளக் கூடாது. ஓர் அடர் கரைசல் எந்த ஒரு முறையிலும் பூரிதக் கரைசலாக இருக்க வேண்டிய அவசியம் இல்லை. எடுத்துக்காட்டாக, 100 கி. நீரில் 20 கி. KNO_3- ஐக் கொண்ட கரைசல் நன்கு அடர்வுடையதாக இருக்கிறது; ஆனல் இதன் வெப்பநிலை 20°C ஆக இருக்கும்போது இது மிகவும் பூரிதம் அடையாத நிலையில் உள்ளது. இந்த வெப்ப நிலையில் ஒரு பூரிதக் கரைசலைப் பெறுவதற்கு ஒவ்வொரு 100 கி. நீரிலேயும் 31·5 கி. KNO_3 கரைக்க வேண்டியுள்ளது.

ஒரு பூரிதக்கரைசல், கரைபொருள் குறைந்த அளவு கரையக் கூடியதாக இருப்பின் மிகவும் நீர்த்ததாகவும் இருக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக 20°C-ல் ஜிப்சம் உப்பின் பூரிதக் கரைசல் 100 கி. கரைசலில் 0·21 கி. கரைபொருளை மட்டும்தான் பெற்றுள்ளது.

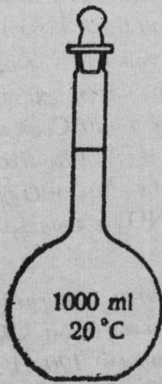
கரைசல்களின் அடர்வை அளவறி முறையில் பல்வேறு வகைகளில் தெரிவிக்கலாம். வேதியிய நடைமுறையில் மிக முக்கியமாகப் பயன்பட்டுவருவன மூன்று முறைகளாகும்.

1. கரைசலின் மொத்த அளவைச் சார்ந்த கரைபொருளின் சத அளவு: எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு 15% உப்புக்கரைசல், ஒவ்வொரு 100 கி. கரைசலிலும் 15 கி. உப்பையும் 85 கி. நீரையும் பெற்றிருக்கும்.

2. ஒரு லிட்டர் கரைசலில் உள்ள மோல்களின் எண்ணிக்கை: இம்முறையில் அடர்வுகள் தெரிவிக்கப்படும் கரைசல்கள் **மோலார் (molar) கரைசல்கள்** எனப்படும். இதன் அடர்வை **மோலாரிட்டி** என்று குறிப்பிடுவதற்காக M என்ற எழுத்து பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது ஒரு லிட்டர் கரைசலில் உள்ள மோல்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு 2 M கரைசலில், கரைபொருளின் இரண்டு மோல்கள் ஒரு லிட்டரில்

கரைந்துள்ளது; 0·3M கரைசல் ஒரு லிட்டரில் 0·3 மோலைப் பெற்றுள்ளது.

எடுத்துக்கொண்ட மோலாரிட்டி உடைய, எத்துக்காட்டாக, 0·5 M Na_2CO_3-ன் கரைசலைப் பின்கண்டவாறு தயாரிக்கலாம்: 0·5 மோல் Na_2CO_3ஐ, அதாவது 53 கி. (Na_2CO_3 -ன் மூலக்கூறு எடை 106) Na_2CO_3 ஐ எடையிட்டு, ஒரு லிட்டர் அளவுக் குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். இக் குடுவையின் கழுத்தில் ஒரு லிட்டர் கன அளவைக் குறிப்பிடும் ஒரு குறி பொறிக்கப்பட்டுள்ளது (படம் 59). இப்போது, எல்லாச் சோடியம் கார்பனேட்டையும் கரைப்பதற்குப் போதுமான அளவு நீரைச் சேர்த்து, பின் குறியின் அளவு வரைக்கும் நிரப்ப வேண்டும்.



படம் 59

அளக்கும் குடுவை

சம மோலாரிட்டி உடைய கரைசல்களின் சம கன அளவுகள் சம எண்ணிக்கையில் கரைபொருளின் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருப்பதால் மோலார் கரைசல்களைப் பயன்படுத்துவது வசதியாக உள்ளது.

சில சமயங்களில், ஒரு கரைசலின் அடர்வை, 1000 கி. கரைப்பானில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை மூலம் தெரிவிப்பதும் உண்டு. இது போன்ற கரைசல்களை மோலார் கரைசல்களில் இருந்து வேறுபடுத்தி அறிய இவற்றை **மோலால் (Molal) கரைசல்கள்** என்கிறோம்.

3. ஒரு லிட்டர் கரைசலில் உள்ள கிராம்—சமான எடைகளின் எண்ணிக்கை.[1] இதுபோன்ற கரைசல்களைப் பொதுவாக **நார்மல் (Normal) கரைசல்கள்** என்கிறோம்.

ஒரு லிட்டர் கரைசலில் ஒரு கிராம் – சமான எடை கரைபொருளைக் கொண்ட கரைசல் ஒரு நார்மல் கரைசல் அல்லது பொதுவாக **நார்மல் கரைசல்** எனப்படும். இதனை 'N' எனக் குறிப்பிடுகிறோம்; ஒரு லிட்டர் கரைசல், 0.5 கிராம் - சமான எடையைப் பெற்றிருப்பின் அதனை அரை நார்மல் (0.5N) கரைசல் என்றும், 0·1 கிராம் - சமான எடையைப் பெற்றிருப்பின் **தசம நார்மல் (0.1 N) கரைசல்** என்றும் கூறுகிறோம்.

அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகள் போன்ற பொருள்களின் நார்மல் கரைசல்களைத் தயாரிக்கும்போது, பின் கண்ட

[1] பொருளின் சமான எடை கிராம் அலகால் தெரிவிக்கப்படும்போது கிராம் — சமான எடை எனப்படுகிறது.

வற்றை நினைவில் கொள்ள வேண்டும்; அமிலத்தின் சமான எடை, அதன் மூலக்கூறு எடையை அதன் காரத்துவத்தால் அதாவது அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள இடப் பெயர்ச்சி அடையும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையால், வகுக்கக் கிடைப்பதற்குச் சமமாகும்.

காரத்தின் சமான எடை, அதன் மூலக்கூறு எடையை அதிலுள்ள உலோக அணுவின் இணைதிறனல் வகுக்கக் கிடைப்பதற்குச் சமமாகும்.

உப்புகளை எடுத்துக்கொண்டால், அவற்றின் சமான எடைகளைப் பெறுவதற்கு, உப்பின் மூலக்கூறு எடையை, அதன் மூலக்கூறிலுள்ள உலோக அணுக்களின் எண்ணிக்கை மற்றும் உலோகத்தின் இணைதிறனல் வகுக்கப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டு:

நைட்ரிக் அமிலத்தின், HNO_3 சமான எடை (மூலக்கூறு எடை 63)
$= 63 : 1 = 63$

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின், H_2S_4= சமான எடை (மூ. எடை 98)
$= 98 : 2 = 49$

கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் $Ca(OH)_2$ சமானஎடை (மூ. எடை 74)
$= 74 : 2 = 37$

அலுமினியம் சல்ஃபேட்டின் $Al_2(SO_4)_3$ சமான எடை (மூ.எடை 342)
$= 342 : (2 \times 3) = 57$

வேதியியலில் கரைந்த பொருள்களுக்கு இடையே நிகழும் வினைகளுக்கு நார்மல் கரைசல்கள் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. நார்மல் கரைசல்களைப் பயன்படுத்தினல், கரைந்த பொருள்கள் மீதம் அடையாமல் வினைபுரிவதற்கு எந்தக் கன அளவு விகிதங்களில் கரைசல்கள் கலக்கப்பட வேண்டும் என்பதனை முன்கூட்டியே கணக்கிடுவது எளிது. வினைபுரியும் பொருள்களின் எடைகள் அவற்றின் சமான எடைகளுக்கு நேர் விகிதச் சமமாய் இருப்பதால், வினைக்குத் தேவையான கரைசல்களை, சம எண்ணிக்கையில் கரைபொருள்களின் கிராம் - சமான எடைகளைக் கொண்ட கன அளவுகளில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். கரைசல்களின் நார்மாலிட்டிகள் சமமாக இருப்பின், எடுத்துக் கொண்ட கன அளவுகளும் சமமாக இருக்கும். இவை வேறுபட்டிருப்பின், கன அளவுகள் அவற்றின் நார்மாலிட்டிகளுடன் எதிர்விகிதச் சமமாய் இருக்கும்.

வினைக்காகச் செலவிடப்பட்ட கரைசல்களின் கன அளவுகள் V_1 மற்றும் V_2 எனவும் அவற்றின் நார்மாலிட்டிகள், அதாவது ஒரு லிட்டரில் உள்ள கிராம் - சமான எடைகளில் தெரிவிக்கப்

படும் அடர்வுகள் முறையே C_1 மற்றும் C_2 எனவும் கொண்டால், இம் மதிப்புகளுக்கு இடையேயான தொடர்பைப் பின்வருமாறு தெரிவிக்கலாம்:

$$V_1 : V_2 = C_2 : C_1$$

அல்லது

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

இத் தொடர்பை, பல்வேறு வினைகளை நிகழச் செய்வதற்கான கரைசல்களின் கன அளவுகளைக் கணக்கிடுவதற்குப் பயன்படுத்துவதோடு இதற்கு மாறாக, கரைசல்களில் அடர்வுகளைக் கண்டறியவும் பயன்படுத்தலாம்; எனவே, வினையில் பயன்பட்ட கன அளவுகளிலிருந்து வினைப்பொருள்களின் எடைகளையும் கணக்கிடலாம்.

எடுத்துக்காட்டு 1. *0.16*N $AgNO_3$ கரைசலின் *150* மி. லிட்டருடன் *0·3*N NaCl கரைசலில் எவ்வளவு மி. லிட்டரைச் சேர்த்தால் கரைசலிலுள்ள சில்வர் முழுவதும் AgCl - ஆக வீழ்படிவு அடையும்?

விகிதம்:

$$0.3 : 0.16 = 150 : x$$

$$\text{எனவே } x = \frac{0.16 \times 150}{0.3} = 80 \text{ மி. லி.}$$

எடுத்துக்காட்டு 2. *40* மி. லி. சல்ஃப்யூரிக் அமிலக் கரைசலை நடுநிலையாக்குவதற்கு *24* மி. லி. *0.2*N காரக் கரைசலைச் சேர்க்க வேண்டும். கொடுக்கப்பட்ட கரைசலில் உள்ள சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் எடையைக் கிராமில் கண்டறிக.

சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் நார்மாலிட்டியை x எனக் கொண்டால், விகிதம்:

$$40 : 24 = 0.2 : x$$

$$\text{எனவே, } x = \frac{24 \times 0.2}{40} = 0.12$$

சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் ஒரு கிராம் – சமான எடை (மூ. எடை *98*) *49* கி. ஆக இருப்பதால், *0.12*N கரைசலின் *1* லிட்டரில் $49 \times 0.12 = 5.88$ கி. H_2SO_4 இருக்க வேண்டும். எனவே, *40* மி. லி. கரைசலில் உள்ள சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் அளவைப் பின் கண்ட கிதத்திலிருந்து கணக்கிடலாம்.

$$1000 : 40 = 5.88 : x$$

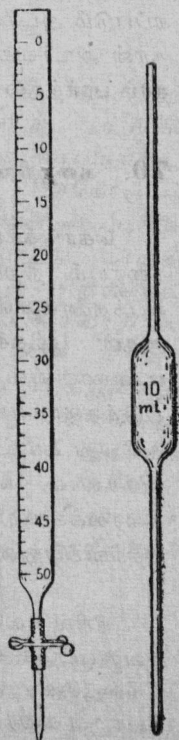
$$\text{எனவே, } x = \frac{40 \times 5.88}{1000} = 0.2352 \text{ கி.}$$

மிகவும் அதிகமாகப் பயன்படுத்தப்படும் அளவறி வேதியியப் பகுப்பாய்வுகளில் பருமனறி பகுப்பாய்வும் (volumetric analysis)

ஒன்றாகும். இது, வினைக்காகப் பயன்படுத்தப்படும் கரைசலின் கன அளவுகளை நிர்ணயிப்பதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது.

கரைசல்களின் கன அளவுகளைப் பியூரெட்டுகளின் உதவியால் துல்லியமாக அளந்தறியலாம் (படம் 60). ஒரு கண்ணாடிக் குழாய் பியூரெட்டாகப் பயன்படுகிறது. இதன் அடிப்பாகம் குறுகி உள்ளது. இதனுடன் நீர்மத்தை வெளியில் எடுப்பதற்காக ஒரு திறப்பான் அமைப்பு இருக்கிறது. திறப்பானுக்குப் பதிலாகப் பியூரெட்டுடன் ஒரு ரப்பர்த் துண்டு குழாய்மூலம் இணைக்கப்பட்ட ஒரு திறக்கும் கருவியையும் கொண்ட ஒரு கண்ணாடி நுண் குழாயையும் பயன்படுத்தலாம். பியூரெட் குழாய் பொதுவாக ஒரு மில்லி லிட்டரின் பத்திலொரு பாகங்களுக்கு அளவீடு செய்யப்பட்டிருக்கும். நீர்மத்தின் ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவை உடனடியாக அளவிட வேண்டுமானால் பொதுவாக ஒரு பிப்பெட் (படம் 61) பயன்படுத்தப்படுகிறது.

பருமனறி பகுப்பு நிர்ணயிப்புகளில், கரைந்த பொருள்களுக்கு இடையே நிகழும் வினையின் முடிவு நிலையை அறிந்து கொள்வதற்கு, கரைசலின் நிறத்தில் மாற்றம் உண்டாவது போன்ற ஒரு போதுமான தெளிவான புற நிகழ்ச்சி அவசியமாகிறது. இதற்காகச் சிறிதளவு நிலைகாட்டி (indicator) கரைசலுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. வினையின் தன்மையைப் பாதிக்காமல், ஆனால் கரைசலில் மிகையாக உள்ள ஒரு பொருளின் அளவை வேறொரு பொருள் மிகச் சிறு அளவில் மிகைப்படுத்திவிடும்போது அதன் நிறத்தைத் திடீரென மாற்றிக் கொள்ளக் கூடிய பொருளை **நிலைகாட்டி** என்கிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, அமிலங்களுக்கும் காரங்களுக்கும் இடையே நிகழும் வினைகளில் லிட்மஸ் கரைசல் நிலைகாட்டியாகச் செயல்படலாம். இது அமிலக்கரைசல் காரத் தன்மையைப் பெறும்போது அல்லது காரக்கரைசல் அமிலத்தன்மையைப் பெறும்போது நிறத்தை மாற்றிக்கொள்கிறது. இதனை நிர்ணயிக்கப் பின்வரும் முறை கையாளப்படுகிறது. சோதனைக் கரைசலின் ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவைப் பிப்பெட்டின் உதவியால் அளந்து ஒரு சிறிய முகவையில் எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும். நிலைகாட்டிக் கரை



படம் 60. பியூரெட்

படம் 61. பிப்பெட்

சலின் சில துளிகளை இதனுடன் சேர்க்கவேண்டும். முகவையைச் சரியான அடர்வு தெரிந்த ஓர் இரண்டாவது கரைசலால் நிரப்பப்பட்டுள்ள ஒரு பியூரெட்டின் அடியில் வைத்து, நிலை காட்டியின் நிறம் மாற்றம் பெறும்வரை, பியூரெட்டிலிருந்து கரைசலைச் சிறிது சிறிதாகச் சேர்க்கவேண்டும். பிறகு, பியூரெட்டிலிருந்து சேர்க்கப்பட்ட கரைசலின் கன அளவைப் பியூரெட்டின் மீதுள்ள அளவீட்டிலிருந்து குறித்துக் கொள்ள வேண்டும். வினையில் பயன்பட்ட கரைசல்களினுடைய கனஅளவுகளின் விகிதத்திலிருந்து சோதனைக் கரைசலின் அடர்வைக் கணக்கிடலாம் (எடுத்துக்காட்டு 2ஐக் காண்க).

பருமனறி பகுப்பாய்வில், கரைசலின் அடர்வு பெரும்பாலும் ஒரு மி. லி. கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் கிராம்களின் எண்ணிக்கையில் தெரிவிக்கப்படுகிறது. இம் முறையில் தெரிவிக்கப்படும் அடர்வு கரைசலின் **டைட்டர் (titre)** எனப்படும். எனவே தான் அடர்வுகளை நிர்ணயிக்கும் மேலே விவரிக்கப்பட்ட முறை **தரம் பார்த்தல் (titration)** எனப்படுகிறது.

70. கரைதிறன்

கொடுக்கப்பட்ட எந்த ஒரு கரைப்பானிலும் ஒரு பொருளின் கரையும் திறனைக் கரைதிறன் என்கிறோம். கொடுக்கப்பட்ட நிபந்தனைகளில், **ஒரு பொருளினுடைய கரைதிறனின் அளவு அதன் பூரிதக் கரைசலின் அடர்வைக் குறிக்கிறது**. எனவே, எண்ணளவில் கரைதிறனையும் அடர்வைப் போலவே தெரியப்படுத்தலாம். எடுத்துக்காட்டாக, கரைபொருளின் நூற்றளவாக அல்லது 1 லிட்டர் கரைசலில் உள்ள மோல்களின் அளவாகத் தெரிவிக்கலாம். பெரும்பாலும் கரைதிறனை 100 கி. கரைப்பானில் கரையக்கூடிய பொருளின் கிராமகளின் எண்ணிக்கையாகவும் தெரிவிப்பதுண்டு.

நீரில் பல்வேறு பொருள்களின் கரைதிறன்கள் அதிக அளவு வேறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன. அறையின் வெப்பநிலையில் 100கி. நீரில் 10 கிராமுக்கும் மேலான அளவு பொருள் கரையுமானால் பொருள் கரைவதாகக் கருதப்படுகிறது. ஒரு கிராமுக்குக் குறைந்த அளவு பொருள் கரையுமானால் இலேசாகக் கரைகிறது என்கிறோம். 0·01 கிராமுக்கும் குறைந்த அளவு கரைசலினூடே

செல்லுமானல் கிட்டத்தட்ட கரைவதில்லை எனப்படுகிறது. முழுமையாகக் கரையாத பொருள்கள் நிலவியிருப்பதில்லை எனலாம்.

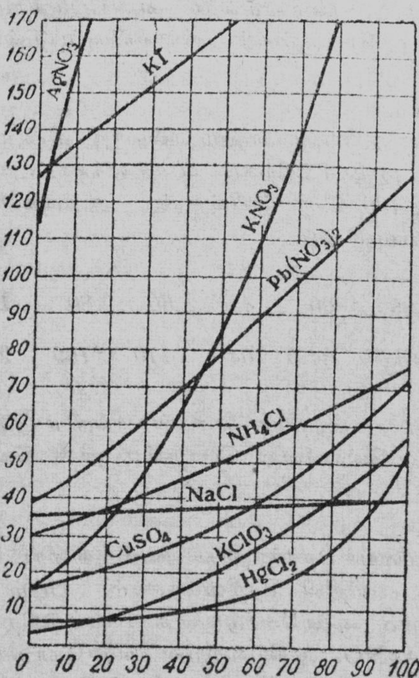
வெப்பநிலை உயரும்போது பெரும்பாலும் எல்லாத் திண்மங்களினுடைய கரைதிறனும் அதிகரிக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, வெப்பநிலையைப் பொறுத்து 100 கி. நீரில் பின்கண்ட அளவுகளில் பொட்டாசியம் நைட்ரேட் கரைகிறது.

வெப்பநிலை, °C ...	0	20	40	60	80	100
கரைதிறன், கி. ...	13.5	31.5	64	110	169	247

வெப்பநிலை உயரும்போது கரைதிறனில் உண்டாகும் மாற்றம் சீராக இருபபதில்லை; இது வெவ்வேறு பொருள்களுக்கு வெவ்வேருகக் காணப்படுகிறது.

கரைதிறன் வெப்பநிலையைச் சார்ந்திருப்பதை வரைபடங்களின் வாயிலாக மிகவும் எளிதின் தெரிவிக்கலாம். படம் 62 பல சிறப்பான கரைதிறன் வளைகோடுகளைக் காட்டுகிறது. KNO_3 $Pb(NO_3)_2$ மற்றும் $AgNO_3$ ஆகியவற்றின் வளைகோடுகள் உடனடியாக உயர்வது இப்பொருள்களின் கரைதிறன் வெப்பநிலையுடன் விரைவாக உயர்கிறது என்பதைக் காட்டுகிறது. மாருக, NaCl–ன் கரைதிறன், வெப்பநிலை உயரும்போது சிறிதளவே மாற்றம் பெறுகிறது; இது இவ் வுப்பின் கிடைமட்டக் கரைதிறன் வளைகோட்டிலிருந்து அறியப்படுகிறது. Na_2SO_4 மிகவும் சிக்கலான கரைதிறன் வளைகோட்டைப் பெற்றுள்ளது (படம் 63). 32°C வரை இது நன்கு உயர்ந்து செல்கிறது. வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது கரைதிறன் விரைவாக அதிகரிக்கிறது என்பதை இது காட்டுகிறது. 32°C-ல் வளைகோடு உயர்வது தடைபடுகிறது. பிறகு மெதுவாகக் குறையத் தொடங்குகிறது. எனவே, Na_2SO_4 -ன் 32°C-ல் அதன் உயர் கரைதிறனைப் பெற்றுள்ளது.

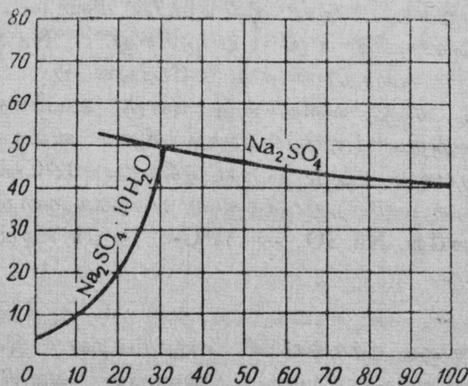
நீர்மங்களும் நீர்மங்களில் கரைகின்றன. இவைகளுள் சிலவற்றின் கரைதிறன் வரம்பு இல்லாத அளவில் காணப்படுகிறது. இவ்வாறு இருக்கும்போது இவற்றைக் கரையும் நீர்மங்கள் என்கிரேம். எடுத்துக்காட்டு: ஆல்கஹால் மற்றும் நீர். மற்றவை ஒன்றில் ஒன்று ஓரளவிற்கே கரைகின்றன.



படம் 62.
பல்வேறு உப்புகளின் கரைதிறன் வளைகோடுகள்

சான்றாக, ஈத்தரை நீருடன் சேர்த்துக் குலுக்கினால் இரண்டு அடுக்குகள் தோன்றுகின்றன. மேல் அடுக்கு ஈத்தரில் நீரின் பூரிதக் கரைசலாகும். கீழ் அடுக்கு நீரில் ஈத்தரின் பூரிதக் கரைசலாகும். இது போன்ற எடுத்துக்காட்டுகளில், நீர்மங்களின் ஒன்றில் ஒன்று கரையும் தன்மை, நீர்மங்கள் முழுவதும் கரையும் ஒரு நிலை எட்டும் வரை, வெப்பநிலை உயரும்போது அதிகரித்துக்கொண்டே செல்கிறது.

திண்மங்கள் மற்றும் நீர்மங்கள் போல் அல்லாமல், வெப்பநிலை உயரும்போது வாயுக்களின் கரைதிறன் குறைகிறது. ஒரு மிதமான சூடு உடைய அறையில் ஒரு கண்ணாடி முகவையில்



படம் 63.
சோடியம் சல்ஃபேட்டின் கரைதிறன் வளைகோடு

சிறிது குளிர்ந்த நீரை வைத்து இருந்தால், முகவையின் உட் சுவர்களில் காற்றுக் குமிழ்கள் ஒட்டிக் கொண்டிருப்பதைச்

காணலாம். நீர்க் கரைசலில் இருந்த இவை நீர் சூடு அடையும் போது வெளிவிடப்படுகின்றன. நீரில் கரைந்துள்ள காற்றைக் கொதிக்க வைப்பதன் மூலம் முழுமையாக நீக்கலாம் (இதனல் தான் கொதிக்க வைத்த நீர், கொதிக்க வைக்காத நீரினின்று சுவையில் வேறுபட்டுள்ளது).

வெப்பநிலையோடு, வாயுக்களின் கரைதிறன் அவற்றின் அழுத்தத்தால் பெரிதும் பாதிக்கப்படுகிறது. ஒரு மூடிய கலனில் ஒரு திரவத்திற்கு மேலே உள்ள வாயு மூலக்கூறுகள், வாயுவின் அடர்வுக்கு ஏற்ற வேக வீதத்தில் நீர்மத்தின் பரப்பின் மீது மோதி அதில் கரைகின்றன. மாருக, கரைசலினூடே சென்றதும் மூலக்கூறுகள் நீர்மத்தின் உட்பக்கம் இருந்து அதன் பரப்பில் மோதி வெளிக் கிளம்புகின்றன. வாயு கரைசலில் கரைவதன் காரணமாகக் கரைசலில் மூலக்கூறுகளின் அடர்வு அதிகரிக்கும் போது, அவை கரைசலில் இருந்து விடுபடுவதும், அதாவது ஓர் அலகு நேரத்தில் கரைசலினின்று விடுபடும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்கிறது. இவ்வாறு அதிகரிப்பது, இது கரைசலின் ஊடே செல்லும் மூலக்கூறுகளின் வேக வீதத்திற்குச் சமமாகும் வரை நடைபெறும். பிறகு ஒரு சமநிலை எய்தப்படுகிறது. இப்போது நீர்மம் வாயுவினுல் பூரிதம் அடைந்து இருக்கும்.

$$\text{நீர்மத்தின் மேல் உள்ள வாயு} \rightleftharpoons \text{கரைந்துள்ள வாயு}$$

இப்போது, வாயுவின் அழுத்தத்தை, எடுத்துக்காட்டாக இரண்டு மடங்கு அதிகரித்தால், திரவத்தின் மீதுள்ள வாயுவின் மூலக்கூறுகளின் அடர்வு அதே மடங்கில் அதிகரிக்கும். எனவே, வாயு கரையும் வேகவீதமும் இருமடங்காக அதிகரிக்கும். சமநிலை பாதிக்கப்படுகிறது. இதனை, புதிய அழுத்தத்தில் திரும்பப் பெறுவதற்கு கரைந்த மூலக்கூறுகளின் அடர்வும் இரு மடங்காக இருக்க வேண்டும்.

இவ்வாறு ஹென்றி விதியைப் (Henry's Law) பெறுகிறோம்:

ஒரு நீர்மத்தின் எடுத்துக்கொண்ட கன அளவில் கரைந்துள்ள வாயுவின் நிறை, வாயுவின் அழுத்தத்துடன் நேர்விகிதச் சமமாய் உள்ளது.[1]

எடுத்துக்காட்டாக, 0°C-ல் மற்றும் நார்மல் அழுத்தத்தில் 0. 335 கி. CO_2 100 மி.லி. நீரில் கரைகிறது. ஆனல் அழுத்தத்தை இருமடங்காக்கினல், அதே அளவு நீரில் 0·670 கி. CO_2 கரைகிறது.

[1] இவ் விதி, ஏறக்குறையக் குறைந்த கரைதிறனைக் கொண்ட மற்றும் கரைப்பானுடன் வேதியிய முறையில் வினை புரியாததுமான வாயுக்களுக்கே பொருந்தும்.

இருப்பினும், அழுத்தத்திற்கு ஏற்ப வாயுவின் அடர்த்தியும் அதிகரிப்பதால், இருமடங்காக்கப்பட்ட அழுத்தத்தில் உள்ள இந்த 0·670 கி. CO_2 நார்மல் அழுத்தத்தில் 0·335கி. CO_2 பெற்றிருந்த அதே கன அளவைத்தான் கொண்டு இருக்கும். **எனவே, ஒரு நீர்மத்தின் எடுத்துக்கொண்ட கன அளவில் கரையக்கூடிய வாயுவின் கனஅளவு அதன் அழுத்தத்தைச் சார்ந்திருப்பதில்லை.** இக்காரணத்தினுல்தான் வாயுக்களின் கரைதிறன் கிராமில் தெரிவிப்பதற்குப் பதிலாக, மில்லி லிட்டர்களில் தெரிவிக்கப்படுகிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் 100 மி.லி. கரைப்பானில் கரையும் வாயுவின் கன அளவு மி. லிட்டரில் தெரிவிக்கப்படுகிறது.

0°C மற்றும் 20°C-ல் நீரில் பல வாயுக்களின் கரைதிறன் அட்டவணை 8-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

திரவத்தின் மீது பல வாயுக்களின் கலவை இருப்பின், அவை ஒவ்வொன்றின் கரைதிறன், கலவையின் மொத்த அழுத்தத்தைச் சார்ந்திராமல், தனிப்பட்ட வாயுவினுடைய பகுதிஅழுத்தத்தையே சார்ந்துள்ளது. பிற வாயுக்களுடன் கலந்துள்ள வாயுக்களின் கரைதிறனைக் கணக்கிடும்போது இதனைக் கணக்கில் எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும்.

அட்டவணை 8

நீரில் வாயுக்களின் கரைதிறன்

வாயு	வாயுவின் கரைதிறன் மி.லி. 100மி.லி. H_2O	
	0°C	20°C
ஹைட்ரஜன்	2.14	1.78
ஆக்ஸிஜன்	4.96	3.17
நைட்ரஜன்	2.33	1.51
கார்பன் டை ஆக்ஸைடு	180	89
குளோரின்	151	230
மீத்தேன்	5.56	3.51

நீரில் கரைந்துள்ள காற்றின் இயைபைக் கணக்கிட வேண்டும் எனக் கொள்வோம். வளிமண்டலக் காற்று முழு எண்களில் கன அளவு முறையில் 1/5 ஆக்ஸிஜனையும், 4/5 நைட்ரஜனையும் பெற்றிருப்பதாக வைத்துக் கொண்டால், ஒரு வளிமண்டல மொத்த அழுத்தத்தில் ஆக்ஸிஜனின் பகுதி அழுத்தம் 0.2 வளி மண்டலமாகவும் நைட்ரஜனின் பகுதி அழுத்தம் 0.8 வளி மண்டலமாகவும் இருக்கும். திட்ட அழுத்தம் மற்றும் 20°C-ல் 100 மி. லி. நீர் 3.17 மி. லி. ஆக்ஸிஜனையும் 1·51 மி.லி. நைட்ரஜனையும் கரைக்கும். எனவே, 0.2 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் கரைந்த ஆக்ஸிஜன் அளவு $3.17 \times 0.2 = 0.634$ மி. லி. (1 வளிமண்டல அழுத்தத்திற்கு மாற்றப்பட்டது.) ஆக இருக்க வேண்டும்; 0.8 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் கரைந்துள்ள நைட்ரஜனின் அளவு $1.51 \times 0.8 = 1.208$ மி.லி. ஆகும். ஆகவே, நீரில் கரைந்துள்ள காற்று ஏறக்குறைய 33% ஆக்ஸிஜனை, அதாவது வளிமண்டலக் காற்றைவிட அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனைப் பெற்றுள்ளது.

வாயுக்களின் நீர்மக் கரைசல்களைக் காற்றுப் புகா ஜாடிகளில் அடைத்து வைக்கவேண்டும். ஏனெனில், நீர்மம் எந்த அழுத்தத்தில் வாயுவுடன் பூரிதம் பெறச் செய்யப்பட்டதோ அந்த அழுத்தத்தை நீர்மத்தின் மீது நிலவியிருக்கும்படி செய்வது முடியாமல் போய்விடக் கூடும். ஜாடியைத் திறந்து வைத்திருந்தால், வாயு காற்றினூடே விரவும். அதன் பகுதி அழுத்தம் குறையும். எனவே, கரைந்திருந்த வாயு மூலக்கூறுகள் மெதுவாகக் கரைசலினின்று வெளிப்படத் தொடங்கும்.

71. ஹைட்ரேட்டுகளும் மற்றும் படிக ஹைட்ரேட்டுகளும்

திண்மங்களை நீர்மங்களில் கரைக்கும்போது பொதுவாக ஆற்றலில் உண்டாகும் விளைவு, வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுவதாக உள்ளது. எனவே, புதியதாகத் தயாரிக்கப்பட்ட ஒரு கரைசலின் வெப்பநிலை பயன்படுத்தப்பட்ட நீர்மத்தினுடைய வெப்பத்தைக் காட்டிலும் குறைவாக இருக்கும்.

சில திண்மங்கள் கரையும்போது வெப்பத்தை வெளிப்படுத்துகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, பொட்டாஷியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது நீரற்ற காப்பர் சல்ஃபேட் ஆகியவற்றை நீரில் கரைத்தால், வெப்பநிலை குறிப்பிடத்தக்க அளவிற்கு உயர்கிறது.

சில சமயங்களில் நீர்மங்கள் கரையும்போதும் மற்றும் எப்போதும் வாயுக்கள் கரையும்போதும் வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது.

ஒரு பொருளின் ஒரு மோல் கரையும்போது, உட்கொள்ளப் படும் (அல்லது வெளிவிடப்படும்) வெப்பத்தின் அளவு அதன் கரைசல் வெப்பம் (heat of solution) **எனப்படும்.**

கரைசலாகும்போது வெப்பம் உட்கொள்ளப்பட்டிருப்பின் கரைசல் வெப்பம் (—) மதிப்பைப் பெற்றிருக்கும்; வெப்பம் வெளிப் பட்டிருப்பின் (+) மதிப்பைப் பெற்றிருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, அம்மோனியம் நைட்ரேட்டின் கரைசல் வெப்பம் — 6.4 கி. கலோ.; கிளாபர் உப்பின் உடையது — 18.76 கி. கலோ. பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் உடையது + 12.8 கி. கலோ.[1]

ஒரு திண்மம் கரையும்போது, அதன் படிகக்கூடு உடைந்து அதன் மூலக்கூறுகள் (அல்லது அயனிகள்) கரைப்பான் முழுவதும் பரவுகின்றன. இதற்காக ஆற்றல் செலவிடப்படுகிறது. எனவே, உண்மையில் கரைப்பது என்பது வெப்பம் உட்கொள்ளப் படுவதோடு இணைந்துள்ளது. ஆனல், சிலவற்றில் இதற்கு எதிர் மாறுனது நிகழுமாயின், அது கரையும்போதே கரைப்பானுக்கும் கரைபொருளுக்கும் இடையே சில வேதியிய வினை நடைபெறு கிறது என்பதையும் அச் சமயத்தில் படிகக் கூட்டை உடைப்ப தற்குத் தேவைப்படும் வெப்பத்தைக் காட்டிலும் அதிக அளவு வெப்பம் வெளிப்படுகிறது என்பதையும் காட்டுகிறது.

உண்மையில், பல்வேறு ஆய்வுகளின் பயனுக, கரைக்கும் போது பல பொருள்களினுடைய மூலக்கூறுகள் கரைப்பானின் மூலக்கூறுகளுடன் இணைந்து **சால்வேட்டுகள்** (solvates) எனப் படும் ஒருவகைச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன என நிரூபிக்கப் பட்டுள்ளது. முக்கியமாக, கரைப்பான், நீராக இருப்பின், இச் சேர்மங்களை **ஹைட்ரேட்டுகள்** (hydrates), என்றும், மற்றும் இவை உண்டாகும் முறையை **நீரேற்றம்** (hydration) என்றும் கூறு கிறோம்.

சால்வேட்டுகள் உண்டாவதற்குக் காரணம் கரைபொருள் மூலக்கூறுகளினுடைய முனைவுத் தன்மையாகும். இப் பண்பின் காரணமாக இவை கரைப்பானின முனைவு மூலக்கூறுகளைக் கவர் கின்றன. இருவகை மூலக்கூறுகளும் அதிக முனைவுடன் இருப்பின் உண்டாகும் சால்வேட்டுகளும் அதிக நிலைத்த தன்மையுடன்

[1] இம் மதிப்புகள், கரைப்பானின் அளவு மற்றும் கரைபொருள் கரைக்கப்படும் போது உள்ள வெப்பநிலை ஆகியவற்றைப் பொறுத்துக் கரைசல் மிகவும் இலேசாகச் சூடு அடைகிறது. கொடுக்கப்பட்டுள்ள மதிப்புகள் அறையின் வெப்பநிலை மற்றும் மிகை அளவு நீருக்கு (ஒரு மோல் கரைபொருள் 200 அல்லது 400 மோல் கள் நீரில்) உரியதாகும்.

இருக்கும் என்பது தெளிவு. நடைமுறையில் எல்லாச் சாதாரண கரைப்பான்களைக் காட்டிலும் நீரின் மூலக்கூறுகள் மிக உயர் முனைவைக் கொண்டிருப்பதால், நாம் பெரும்பாலும் ஹைட்ரேட்டு களைப் பயனக்க வேண்டியுள்ளது.

கடந்த நூற்றாண்டின் 80 முதல் 89 வரையான பத்தாண்டு களுக்குள் நீர்க்கரைசல்களில் ஹைட்ரேட்டுகள் நிலவி யிருக்கின்றன என்ற கருத்தைத் தெரிவித்து நிலைநாட்டியவர் மெண்டலீஃப் ஆவார்.

கரைசலாவது, அப்போது கருதியபடி ஓர் இயற்பியல் முறையாக இருப்பதோடு அல்லாமல் ஒரு வேதியிய முறையும் ஆகும் என்று மெண்டலீஃப் வற்புறுத்தினர்; அதாவது நீரில் கரையும் பொருள்கள் அதனுடன் பல்வேறு சேர்மங்களை உண் டாக்கலாம் என்பதாகும். இது முக்கியமாகக் கரைசல் வெப்பங் களை ஆய்ந்தறிவதிலிருந்து தெளிவாகும். மெண்டலீஃப் பின்வரு மாறுகுறிப்பிட்டுள்ளார்: 'கரைக்கும் செயல் இயற்பியல் நிலையில் மட்டும் மாற்றத்தைப் பெற்றிருப்பின், வாயுக்களினல் வெளிவிடப் பட்ட வெப்பத்தின் அளவு அல்லது திண்மங்களினல் உட்கொள்ள பட்ட வெப்பத்தின் அளவு அந்த நிலையின் மாற்றத்தைக் குறிப்ப தாக இருக்கும்; உண்மையில், கரைக்கும்போது, வெப்ப வெளி யீட்டுடன் வேதியியக் கூடுகை நிகழ்வதன் காரணமாக, ஒரு வாயு எப்போதும் அதிக வெப்பத்தை வெளிவிடுகிறது; மற்றும் ஒரு திண்மம் குறைந்த வெப்பத்தை உட்கொள்கிறது.'

கரைசலின் வேதியியத் தன்மையை உறுதி செய்வதாக இருக்கும் மற்றொரு செயல், பல பொருள்கள் அவற்றின் நீர்க் கரைசல்களிலிருந்து படிகநீர் வடிவில், அதாவது கரைபொருளின் ஒவ்வொரு மூலக்கூறுடனும் ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையில் நீர் மூலக்கூறுகள் இணைந்த வடிவில் படிகமாவதாகும். மெண்ட லீஃப் குறிப்பிட்டுள்ளார்: 'இது நீர்மநிலையில் இருப்பினும் (மற்றும் பகுதியளவு சிதைந்தும்) கரைசல்களிலேயே இதுபோன்ற அல்லது இதனை ஒத்த சேர்மங்கள் கரைபொருள் மற்றும் கரைப் பானுக்கு இடையே இருக்கின்றன என்பதைத் தெரிவிக்கிறது.'

உண்மையில், சல்ஃப்யூரிக் அமிலக் கரைசல்களினுடைய அடர்த்திகள் அவற்றின் அடர்வுகளை எவ்வாறு சார்ந்து இருக் கின்றன என்பதைப்பற்றி ஆய்ந்தபோது, கரைசலில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் மற்றும் நீருக்கு இடையே குறிப்பிட்ட சேர்மங்கள் நிலவி

யிருப்பதைத் தெரிவிக்கும் பல வளைவுகளைச் சார்பு வளைகோடுகள் மீது மெண்டலீஃப் கண்டறிந்தார். இதுபோன்ற புள்ளி விவரங்களைக் கால்சியம் குளோரைடு கரைசல்கள் மற்றும் பல்வேறு பிற பொருள்களுக்கும் அவரால் பெற முடிந்தது.

மெண்டலீஃப் 'நீர்க் கரைசல்களின் ஒப்பு அடர்த்தி கொண்டு நீர்க்கரைசல்களை ஆய்தல்' என்ற அவரது ஆய்விலும் 'வேதியியலின் அடிப்படைத் தத்துவங்கள்' என்ற அவரது பாடநூலிலும் கரைசல்கள் மற்றும் கரைக்கும் செயல்பற்றிய அவரது கருத்துகளைத் தெளிவாக விளக்கிக் கூறியுள்ளார். அச் சமயத்தில், முக்கியமாக மின்பகு பிரிகைக் கொள்கை தோன்றிய பிறகு (அத்தியாயம் 12 காண்க) இக் கருத்துகளைப் பல அறிவியலாளர்கள் குறை கூறினர். இருப்பினும், இத் துறையில் பின்னர் ஆய்ந்து அறியப்பட்ட முடிவுகள், கரைசல்களில் ஹைட்ரேட்டுகள் நிலவியிருத்தல் பற்றிய அவரது அனுமானம் மற்றும் அவரது கரைசலின் ஹைட்ரேட் அல்லது 'வேதியியக்' கொள்கை ஆகியவற்றை உறுதி செய்து வான்ட் ஹாஃப் மற்றும் அர்ஹீனியஸின் 'இயற்பியல்' கொள்கையுடன் ஒத்திருக்கவும் செய்தன. இது இப்போது கரைசல்கள் பற்றிய பொதுக் கொள்கையின் ஒரு பகுதியாக மாறியுள்ளது.

ஹைட்ரேட்டுகள் நிலையற்ற சேர்மங்களாக உள்ளன; பல எடுத்துக்காட்டுகளில் கரைசல்களை ஆவியாக்கும்போது ஹைட்ரேட்டுகள் சிதைந்து விடுகின்றன. ஆனால், சில சமயங்களில் கரைசலிலிருந்து கரைபொருள் படிகமாகும்போது படிகங்களின் இயைபு பகுதியாக இருக்கும் அளவிற்கு ஹைட்ரேட் நீர் மூலக்கூறுகள் மிகவும் நிலையாகக் கரைபொருளின் மூலக்கூறுகளுடன் இணைந்து காணப்படுகின்றன. இதுபோன்று நீர் மூலக்கூறுகளைத் தனிப்பகுதியாகக் கொண்ட படிகப் பொருள்களைப் **படிக ஹைட்ரேட்டுகள்** என்கிறோம்; இவற்றில் அடங்கியுள்ள நீர் **படிக நீர்** (water of crystalliszation or hydration) எனப்படும் படிக ஹைட்ரேட்டுகள் முக்கியமாகப் பல்வேறு உப்புகளில் காணப்படுகின்றன.

படிக ஹைட்ரேட்டுகளின் இயைபு பொதுவாகப் படிக நீரின் அளவைக் காட்டும் வாய்பாடுகள் மூலம் தெரிவிக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு காப்பர் சல்ஃபேட்டில் 5 கிராம் - மூலக்கூறுகள் நீரைக்கொண்ட காப்பர் சல்ஃபேட்டின் படிக ஹைட்ரேட் (மயில்துத்தம்) $CuSO_4.5H_2O$ என்ற வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கப்படுகிறது. சோடியம் சல்ஃபேட்டின் படிக

ஹைட்ரேட்டை (கிளாபரின் உப்பு) $Ca_2So_4.10H_2O$ எனக் குறிப்பிடுகிறோம்.[1]

ஒரு பொருளுக்கும் அதன் படிக நீருக்கும் இடையேயான பிணைப்பின் வலு வெவ்வேறு படிக ஹைட்ரேட்டுகளில் வெவ்வேறாக உள்ளது. இவற்றுள் பல, அறையின் வெப்பநிலையிலும் கூட படிக நீரை இழக்கக் கூடியவைகளாக உள்ளன. சான்றாக, பளிங்கு போன்ற சாதாரண சலவைச் சோடாவின் படிகங்களைக் காற்றுப் படும்படி வைத்திருந்தால் அவை தூள் பூக்கின்றன (efflloresce); அதாவது அவை எளிதில் நீரை இழந்து படிப்படியாகத் தூளாக மாறிவிடுகின்றன. மற்ற படிக ஹைட்ரேட்டுகள் நன்கு சூடு செய்தால் தான் அவற்றின் நீரை இழக்கின்றன.

பின்வரும் சோதனையைச் செய்துபார்க்கவும். மயில் துத்தத்தின் ஒருசிறிய படிகத்தை ஒரு பாரமானி குழாயின் டாரிசெல்லியன் வெற்றிடத்தில் புகுத்து. படிகம் உடனடியாக நீரை இழக்கத் தொடங்குகிறது; நீர் ஆவியின் அழுத்தம் ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்பை எட்டும் வரை குழாயிலுள்ள மெர்க்குரி மட்டம் மெதுவாகத் தாழ்வு அடைகிறது. வெப்பநிலையை உயர்த்தினால் படிகம் மேலும் அதிக நீரை இழக்கிறது. இதன் ஆவியின் அழுத்தம் அதிகரித்து மெர்க்குரி மட்டத்தை மேலும் தாழ்வு அடையச் செய்கிறது. மாறாக, வெப்பநிலையைக் குறைத்தால், நீரின் பகுதியளவு மீண்டும் உப்புடன் கூடுகிறது; இதன் காரணமாக ஆவி அழுத்தம் குறைந்து மெர்க்குரி மட்டம் உயருகிறது. எனவே, மயில் துத்தம் நீரற்ற உப்பாகவும் நீராகவும் சிதைவது ஒரு மீளும் வினையாகும்.

ஒரு மூடிய வெளியில் பின்கண்டச் சமநிலை நிலவுகிறது:



$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \rightleftharpoons CuSO_4 + 5H_2O$$

[1] பழைய வேதியியப் பெயரிடும் முறையின்படி, ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் நீரின் இடையேயான வினையின் விளைபொருள்களும் ஹைட்ரேட்டுகள் என அழைக்கப்பட்டன. இருப்பினும் இவை படிக ஹைட்ரேட்டுகளில் இருந்து மிகவும் வேறுபட்டுள்ளன. படிக ஹைட்ரேட்டுகளில் நீர் முழுமையான மூலக்கூறுகளாக உள்ளன; ஆனால் நீரேறிய ஆக்ஸைடுகளில் ஆக்ஸைடு மற்றும் நீர் மூலக்கூறுகள் உடைந்து அவற்றின் அணுக்களிலிருந்து புதிய மூலக்கூறுகள் தோன்றுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு (முன்பு நீரேறிய கால்சியம் ஆக்ஸைடு என அழைக்கப்பட்டது) நீர் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்கவில்லை; இது கால்சியம் மற்றும் ஹைட்ராக்சில் உறுப்புகளைப் பெற்றுள்ளது எனக் கருதப்படுகிறது. எனவே இதன் இயைபு $Ca(OH)^2$ என்ற வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கப்படுகிறது; $CaO.H_2O$ எனக் குறிப்பிடப்படுவதில்லை.

ஒவ்வொரு வெப்பநிலையிலும் சமநிலையானது, **படிக ஹைட்ரேட்டின் ஆவி அழுத்தம்** எனப்படும் உண்டான நீர் ஆவியின் ஒரு குறிப்பிட்ட அழுத்தத்திற்கு உரியதாக இருக்கும். வெப்ப நிலை உயரும்போது, லீச்சேட்டிலியர் கொள்கையின்படி எதிர் பார்க்கப்படுவது போல், சமநிலை நீரற்ற உப்பு உண்டாகும் திசையில் பெயர்வு அடைகிறது; ஏனெனில் படிக ஹைட்ரேட் சிதையும்போது, வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுகிறது; வெப்பநிலை குறையும்போது, மீளும் வினை நடைபெறுகிறது.

பல்வேறு படிக ஹைட்ரேட்டுகளின் ஆவி அழுத்தங்கள் ஒன்றிற்கு ஒன்று மிகவும் வேறுபட்டுக்காணப்படுன்றன. எடுத்துக் காட்டாக 30°C-ல் கிளாபரின் உப்பினுடைய $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ஆவி அழுத்தம் 27 மி.மீ; மயில் துத்தத்தின் ஆவி அழுத்தம் 12·5மி. மீ. பேரியம் குளோரைடின், $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ ஆவி அழுத்தம் 4 மி.மீ. Hg.

வளிமண்டலக் காற்று எப்போதும் நீர் ஆவியை, காற்றை பூரிதம் அடையச் செய்வதற்குத் தேவைப்படும் அளவில் சுமார் 60 சத வீதளவைப் பெற்றிருக்கிறது. காற்றிலுள்ள நீர் ஆவியின் அழுத்தத்தைவிட அதிகமான அழுத்தத்தைக் கொண்ட படிக ஹைட்ரேட்டுகள், சாதாரண வெப்பநிலைகளில் மெதுவாக அவற்றின் நீரை இழக்கின்றன. இத்தன்மை தூள் பூத்தல் எனப் படும். எடுத்துக்காட்டுகள்: கிளாபரின் உப்பு, சலவைச்சோடா மற்றும் அவை போன்ற பிற உப்புகள் குறைந்த ஆவி அழுத்தங் களைக் கொண்ட படிக ஹைட்ரேட்டுகள் சிதைவதில்லை; இவற்றுள் சில காற்றிலிருந்து நீர் ஆவியை உறிஞ்சவும் செய்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, துணுக்குகளான கால்சியம் குளோரைடு $CaCl_2 \cdot 2H_2O$ வாயுக்களை உலர்த்துவதற்குப் பயன்படுத்தப்படு கிறது; ஏனெனில், இதன் ஆவி அழுத்தம் மிகக் குறைவாக உள்ளது. இது நீர் ஆவியுடன் கூடி அதிக அளவு நீரைக் கொண்ட $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ என்ற புதிய ஹைட்ரேட்டாக மாறுகிறது.

ஹைட்ரேட்டுகள் உண்டாவதை அடுத்து வெப்பம் வெளிப் படுகிறது. நீரேற்றம் பெறும் ஒரு பொருளைக் கரைத்தால், மொத்த வெப்ப விளைவு கரைசலுக்கான வெப்ப விளைவு மற்றும் நீரேற்றத்திற்கான வெப்ப விளைவு ஆகிய இரண்டின் கூட்டுத் தொகைக்குச் சமமாகும். இவற்றுள் முதலாவது வெப்பம் உட் கொள்ளும் வினையாகவும் இரண்டாவது வெப்பம் வெளிவிடும் வினையாகவும் இருப்பதால், கரைசலின் மொத்த வெப்ப விளைவு இவ்விரு வினைகளினுடைய விளைவுகளின் எண்ணியல்

தொகைக்குச் சமமாக இருத்தல் வேண்டும். இது (+) ஆகவோ அல்லது (—) ஆகவோ இருக்கலாம். எனவே, ஒரு படிக ஹைட்ரேட்டின் கரைசல் வெப்பம் மற்றும் அதனுடைய நீரேற்ற உப்பின் கரைசல் வெப்பம் ஆகிய இரண்டையும் நிர்ணயித்தால், அதிலிருந்து நீரேற்ற வெப்பத்தைக் (heat of hydration) கணக்கிட முடியும்[1].

எடுத்துக்காட்டு: நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடின் ஒரு மோல் கரைக்கப்படும்போது, 18 கி. கலோரி வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது. கால்சியம் குளோரைடு படிக ஹைட்ரேட்டின் $CaCl_2 . 6H_2O$ ஒரு மோல் கரையும்போது 4·56 கி. கலோரி வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுகிறது. நீரேற்ற வெப்பத்தை Q எனக் கொண்டால், மேற்கண்டதின் அடிப்படையில் பின்வருமாறு எழுதலாம்:

Q — 4·56 கி. கலோ = 18 கி. கலோ

எனவே, Q = 22·56 கி·கலோ

ஆகவே, $CaCl_2$-ன் நீரேற்ற வெப்பம் 22·56 கி. கலோ /மோல் ஆகும்.

72. அதிபூரிதக் கரைசல்கள்

வெப்பநிலை குறையும்போது பெரும்பாலான பொருள்களின் கரைதிறனும் குறைகிறது. எனவே, சூடான பூரிதக் கரைசல்களைக் குளிரும்படிச் செய்தால், மிகையாக உள்ள கரைபொருள் பொதுவாக படிகங்களாகப் பிரிகிறது. இருப்பினும் இதுபோன்ற கரைசல்களைக் கவனமாகவும் மெதுவாகவும் குளிரும்படிச் செய்தால், படிகங்கள் வெளிப்படாமல் இருக்கலாம்; குளிரச் செய்யும்போது கரைபொருளின் திண்மத் துகள்கள் எதுவும் கரைசலில் விழாதவாறு பார்த்துக்கொள்ள வேண்டும். இவ்வாறு கிடைக்கும் கரைசல், அந்த வெப்பநிலையில் கரைசலை பூரிதமாக்குவதற்குத தேவைப்படும் அளவைவிட அதிகமான அளவில் கரைபொருளைப் பெற்றிருக்கிறது. இந்த இயற்பாட்டைக்கண்டுபிடித்து விரிவான முறையில் ஆய்ந்தறிந்தவர் இரஷியப் பல்கலைக் கழகக் கலைஞர் T. லோவிட்ஸ் (1794) ஆவர். இவர் இதுபோன்ற கரைசல்களை **அதிபூரிதக்** கரைசல்கள் என அழைத்தார். இவற்றை அப்படியே அசைக்காமல் விட்டு வைத்திருந்தால் பல ஆண்டுகளாயினும் எவ்வித மாற்றத்தையும் பெறுமல் உள்ளன. ஆனல். கரைபொருளின் ஒரு சிறிய படிகத்தை மட்டும் கரைசலினூடே

[1] முன் அளவு உண்மையான கரைசல் வெப்பமாகும்; ஏனெனில் இங்கு நீரேற்றம் நிகழ்வதில்லை. கரைபொருள் முன்பே நீரேற்றம் பெற்றுள்ளது: இரண்டாவது அளவு கரைசலின் மொத்த வெப்ப விளைவாகும்.

சேர்த்தால், உடனே பிற படிகங்கள் அதனைச் சுற்றி வளரத் தொடங்கி, சிறிது நேரத்தில் மிகையாகக் கரைந்துள்ள, கரை பொருள் முழுதும் படிகங்களாகப் பிரிகிறது. சில சமயங்களில் படிகமாதலைத் தொடக்கி வைப்பதற்காக, கரைசலை குலுக்கவோ அல்லது பாத்திரத்தின் சுவர்களை ஒட்டியவாறு ஒரு கண்ணாடிக் குச்சியால் தேய்க்கவோ வேண்டியுள்ளது. கரைசல் மற்றும் பாத்திரம், உணரக்கூடிய அளவிற்கு வெப்பத்தைப் பெறும் அளவிற்கு, படிகமாகும்போது வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது. கிளாபரின் உப்பு, போராக்ஸ், ஹைப்போ போன்றவற்றின் அதிபூரிதக் கரைசல்களை வெகு எளிதில் பெறமுடிகிறது.

மேற்கண்டவற்றிலிருந்து, அதிபூரிதக் கரைசல்கள், நிலையற்ற அமைப்புகள் என்றும், கரைசலில் கரை பொருளின் திண்மத் துகள்கள் எதுவும் இல்லாதிருந்தால்தான் நிலவியிருக்க முடியும் என்றும் அறியப்படுகிறது. இக் கரைசல்கள் நீண்ட நேரம் நிலவியிருப்பதற்குக் காரணம் **படிகமாதல் மையங்கள்** (Crystallization centres) எனப்படும் சிறிய 'முளைப்' படிகங்கள் தொடக்கத்தில் உண்டாவதிலுள்ள இடர்ப்பாடேயாகும். இவற்றிலிருந்து தான் படிகமாதல் கரைசல் முழுவதும் பரவுகிறது.

ஒவ்வொரு பொருளினுடைய படிகங்களும் அவற்றின் துகள்களினுடைய ஒரு குறிப்பிட்ட அமைப்பு முறையினால் சிறப்பிக்கப் பட்டிருப்பதால், ஒரு படிகமாதல் மையம் தோன்றுவதற்கு, கரைசலில் இடைவிடாமல் ஒழுங்கற்ற முறையில் இயங்கிக் கொண்டிருக்கும் துகள்கள், கரைசலின் எதாவது ஒரு இடத்தில் எடுத்துக் கொண்ட பொருளின் படிகங்களுக்கு உரிய அமைப்பு முறையில் சரியாக ஒன்றுபடுதல் அவசியமாகிறது. இதுபோன்ற முறை தானாகவே உண்டாவதற்கு நீண்டநேரம் எடுத்துக் கொள்ளப்படலாம்.

11. கரைசல்களின் பண்புகள்

73. சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் (Osmotic pressure)

நீர்த்தக் கரைசல்களின் பண்புகளைப்பற்றி ஆய்ந்தறிவது, பொருளின் வாயு மற்றும் கரைந்த நிலைகளுக்கு இடையே மிக நெருங்கிய ஒற்றுமை உள்ளது என்பதைத் தெரிவிக்கிறது.

இயக்கத்தின் காரணமாக, ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறுகள் கூடியவரை அதிக கன அளவில் வியாபித்து அவை இருக்கும் கலங்களின் சுவர்களின் மீது அழுத்தத்தைக் கொடுப்பதுபோலவே ஒரு கரைந்த நிலையிலுள்ள பொருளின் மூலக்கூறுகளும் முடிந்த வரை உச்சவரம்பு கன அளவில் வியாபித்து இருக்க முயலு கின்றன. வாயுவின் கன அளவு கலனின் அளவைச் சார்ந் துள்ளது; ஆனல் ஒரு கரை பொருளின் மூலக்கூறுகள் விரவி இருக்கக் கூடிய கன அளவை கரைசலின் கன அளவு நிர்ணயிக் கிறது. சில பொருள்களின், எடுத்துக்காட்டாக, சர்க்கரையின் அடர்கரைசலை ஒரு உருளைவடிவ கலனில் எடுத்துக் கொண்டு அதனுள் கவனமாக தூய நீரை ஊற்றினல், சர்க்கரை மூலக் கூறுகள் படிப்படியாக நீர்மத்தின் கன அளவு முழுவதிலும் சீரான முறையில் பரவிக் காணப்படும். இந்த இயற்பாட்டை விரவுதல் (diffusion) என்கிறோம். விரவுதல், சர்க்கரை மூலக்கூறுகளின் அடர்வு முழுவதும் சீரான நிலையைப் பெறும்வரை தொடர்ந்து நிகழும்.

சர்க்கரை மற்றும் நீரின் மூலக்கூறுகள் நீர்மத்தின் முழு கன அளவிலும் சீராக பரவி நிற்பது இரண்டு வழிகளில் நிகழலாம். சர்க்கரை மூலக்கூறுகள், கீழ் அடுக்கு மற்றும் மேல் அடுக்கு ஆகிய இரு இடங்களிலும் அடர்வு சமமாகும் வரை, கீழ் அடுக்கி லிருந்து மேல் அடுக்கிற்குச் செல்லலாம். நீர்மூலக்கூறுகள், சர்க்கரை மூலக்கூறுகளுடன் சீராக கலக்கும் வரை மேல் அடுக்கி

லிருந்து கீழ் அடுக்கிற்குச் செல்லவும் செய்யலாம். இரண்டு வழி களிலும் முடிவு ஒன்றே. உண்மையில், அடர்வு சமமாக்கப்படுவது இரண்டு வழிகளிலும் நிகழ்கிறது: அதாவது சர்க்கரை மூலக் கூறுகள் நீரினூடே செல்வது மற்றும் நீர் மூலக்கூறுகள் சர்க்கரை கரைசல் ஊடே செல்வது ஆகிய இரண்டு வழிகளிலும் நிகழ் கிறது.

இப்போது நீர் மற்றும் சர்க்கரைக் கரைசல்கள் நுண் துளை கள் மலிந்த ஒரு சவ்வினால் பிரித்து வைக்கப்பட்டிருப்பதாகக் கொள்வோம். சவ்வு நீர் மூலக்கூறுகளை மட்டும் தன்னூடே புகவிடும்; சர்க்கரை மூலக்கூறுகளைப் புகவிடுவதில்லை. இது போன்ற "ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வை" (semi permeable membrane), நுண் துளைகள் மலிந்த ஒரு களிமண் சிலிண்டரை காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசல் கொண்டு நிறைவுறச் செய்து பின் அதனைப் பொட்டாசியம் ஃபெரிசயனைடு கரைசலில் நனைத்து எடுத்துத் தயாரிக்க முடிகிறது. இவ்வாறு செய்வதால், சிலிண் டரின் நுண் துளைகளில் காப்பர் ஃபெரிசயனைடு படிந்து அதன் சுவர்களை ஒரு கூறு புக விடும் சவ்வு போலச் செயல்படச் செய்கிறது.

இதுபோன்ற ஒரு சிலிண்டரை சர்க்கரைக் கரைசல் கொண்டு நிரப்பி தூய நீரில் அமிழ்த்து வைத்தால், அடர்வுகள் சமமாக்கப் படுகின்றன. (சிறப்பாக, சர்க்கரைக் கரைசலின் அடர்வு குறை கிறது எனலாம்.) இவ்வாறு நிகழ்வதற்குக் காரணம் நீர் மூலக் கூறுகள் பெயர்வு அடைவதேயாகும். நீர் மூலக்கூறுகள் கரைசலி னின்று வெளிவருவதைக் காட்டிலும் கரைசலினூடே அதிக எண்ணிக்கையில் ஊடுருவிச் செல்கின்றன; இது மெதுவாக கரை சலின் கன அளவை அதிகரித்து அதில் சர்க்கரையின் அடர்வை குறையச் செய்கிறது. ஒரு ஒருகூறு புகவிடும் பிரிப்பான் வழியாக நிகழும் இதுபோன்ற திசையிலா விரவுதலை **சவ்வூடு பரவல் (osmosis)** என்கிறோம். நீர் போதுமான அளவு இருப்பின், ஒரு கூறு புகவிடும் பிரிப்பான் வழியாக அது செல்வது முடிவில்லாமல் தொடர்ந்து நிகழ்ந்து கொண்டேயிருக்கும்; எதிர் திசையில் ஏதாவது ஒரு விசையினால் தடுத்து நிறுத்தப்பட்டால் ஒழிய இது நடைபெறுவது நிற்காது.

இப்போது, ஒரு கூறு புகவிடும் சுவர்களைக் கொண்ட மற்றும் ஒரு நீண்ட குறுகிய குழாயைக் கொண்ட ஒரு கலனை எடுத்துக் கொள்க (படம் 64). இதனைச் சர்க்கரைக் கரைசலால் நிரப்பி பின் தூய கரைப்பானைக் கொண்டுள்ள ஒரு கலனில் அமிழ்த்தி வைக் கவும். சவ்வூடு பரவல் காரணமாக, கரைசலின் கன அளவு மெதுவாக அதிகரித்து கரைசலின் மட்டம் செங்குத்தான குழாயில்

உயரே செல்கிறது. இது, கரைசல் மற்றும் கரைப்பானின் மட்டங்களுக்கு இடையேயான வித்தியாசத்திற்குச் சமமான அதிக அளவு நீர்மநிலை அழுத்தத்தை (hydrostatic pressure) உண்டாகுகிறது. இந்த அழுத்தம் கரைசலின் ஊடே கரைப்பானின் மூலக் கூறுகள் ஊடுருவதைத் தடுக்கிறது. நீர்மநிலை அழுத்தம் ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையை எய்தியதும் ஊடுபரவல் நின்றுவிடுகிறது. ஊடுபரவலை நிகழும்படியாகச் செய்யும் விசை **கரைசலின் ஊடு பரவல் அழுத்தம்** எனப்படுகிறது. ஊடுபரவல் அழுத்தம், ஊடு பரவல் நின்றுவிடும்போது கரைசலின் மீதுள்ள வெளி அழுத்தத்திற்குச் சமமாகும்.[1]



படம்: 64 கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தை விளக்கும்கருவி

விலங்குகள் மற்றும் தாவர உயிர்ப் பொருள்களில் ஊடுபரவல் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக உள்ளது. ஸெல் சுவர்கள் நீரை மட்டும் எளிதின் ஊடுருவிச் செல்லவிடும் சவ்வுகளாகச் செயல்படுகின்றன. ஆனால் உயிரணுக்களான நீர்மத்தில் கரைந்துள்ள பொருள்களை பெரும்பாலும் ஊடுருவிச் செல்ல விடுவதில்லை, நீர், ஸெல்கள் ஊடேச் சென்று அவற்றினுள்ளே அழுத்தத்தை அதிகரித்து, ஸெல் சுவர்களை இலேசாகப் பருக்கச் செய்து அவற்றை விறைப்பாக இருக்கும்படிச் செய்கிறது. இதன் காரணமாகத்தான், புல் தண்டுகள், இலைகள், பூவிதழ்கள் ஆகியவை சிறிது நீண்டு சுருங்கும் தன்மை உடையவைகளாக உள்ளன. தாவரத்தை வெட்டி விட்டால் உயிரணுக்களாலான நீர்மத்தின் கன அளவு, ஸெல் சுவர்களின் வழியாக நீர் ஆவியாகிச் செல்வதன் காரணமாக, குறைந்து ஸெல் சுவர்கள் செழிப்பை இழந்து விடுகின்றன: தாவரம் உலர்ந்து வதங்கி விடுகிறது. ஆனல் சிறிதளவு உலர்ந்த தாவரத்தை நீரில் வைத்தால், ஊடுபரவல் மீண்டும் நிகழத் தொடங்கி, ஸெல் சுவர்கள் மீண்டும் விறைப்பாகி தாவரம் முன்பு இருந்த தோற்றத்தைப் பெறும்.

தாவரத்தின் தண்டில் நீர் ஏறிச் செல்வது, அதன் ஸெல்களின் வளர்ச்சி மற்றும் பல இயற்பாடுகளை உண்டாக்கும் காரணிகளுள் ஊடுபரவலும் ஒன்ருக உள்ளது.

ஊடு பரவல் அழுத்தத்தை முதன் முதலில் சரியாக அளந்தறிந்ததின் வாயிலாக பின்கண்ட இரண்டு விதிகள் பெறப்பட்டன:

[1] இங்கு விவரிக்கப்பட்டச் சோதனையில் செங்குத்துக்குக் குழாயிலுள்ள நீர்மம் பகுதியின் அழுத்தம் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைக் குறிப்பதாக இருக்கும்.

1. ஒரு கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தம் கரைசலின் அடர்வுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் உள்ளது.

2. ஊடுபரவல் அழுத்தம் கரைசலின் தனி வெப்ப நிலையுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் உள்ளது.

1866-ல் டச்சு இயற்பு வேதியியலார் வான்ட்ஹாஃப் இவ் விதிகளுக்கும் பாயல்-மேரியோட்டி மற்றும் கே-லூசாக்கின் வாயு விதிகளுக்கும் இடையேயான முழு ஒற்றுமையை கவனத்திற்குக் கொண்டு வந்தார். ஊடுபரவல் அழுத்த அளவீடுகளின் புள்ளி விபரங்களை கொண்டு, வாயுநிலைச் சமன்பாட்டை ஒத்த ஒரு சமன்பாட்டின் மூலம் நீர்த்த கரைசல்களின் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தையும் தெரிவிக்கலாம் எனக் காட்டினர்.

$$PV = RT$$

இங்கு P = ஊடுபரவல் அழுத்தம்; V = ஒரு கிராம் மூலக்கூறு கரைபொருளைக் கொண்ட கரைசலின் கனஅளவு மாறிலி R-ன் மதிப்பு வாயு நிலைச் சமன்பாட்டில் இருப்பது போன்றே ஒத்த மதிப்பைப் (0·082 லிட்டர் - வளிமண்டல/டிகிரி - மோல்) பெற்றிருக்கிறது. அவகாட்ரோவின் விதியும் நீர்த்தக் கரைசல்களுக்குப் பொருந்துவதாக உள்ளது. உண்மையில், **ஒரே வெப்ப நிலையில் பல்வேறு பொருள்களினுடைய சம மூலக்கூறு கரைசல்கள் (அதாவது ஒரு லிட்டரில் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை சமமாக பெற்றிருத்தல்) சம ஊடுபரவல் அழுத்தங்களைப் பெற்றுள்ளன** எனச் சோதனையின் மூலம் அறியப்பட்டுள்ளது. முக்கியமாக, 22·4 லிட்டர் கரைசலில் ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு கரை பொருளைப் பெற்றிருக்கும் கரைசல்கள் 0°C ஒரு வளிமண்டல ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைப் பெற்றுள்ளன.

சம ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைக் கொண்ட கரைசல்கள் **ஐசோடானிக்** (isotonic) கரைசல்கள் எனப்படும்.

எனவே, **ஊடுபரவல் அழுத்தம்** வாயுவின் அழுத்தத்தைப் போலவே மாருத கன அளவு மற்றும் வெப்பநிலையில் **கரை பொருளின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை மட்டும் சார்ந்துள்ளது;** கரை பொருள் அல்லது கரைப்பானுடைய தன்மையைச் சார்ந்திருப்பதில்லை.

மேற்கண்ட சமன்பாட்டில் மூலக்கூறு கனஅளவு V-ஐ மோல்கள்/லிட்டர் அளவில் தெரிவிக்கப்படும் அடர்வினல் ($V = \frac{1}{C}$)

பதிலீடு செய்தால், கிடைக்கும் சமன்பாடு ஊடுபரவல் அழுத்தக் கணக்கீடுகளுக்கு மிகவும் வசதியாக உள்ளது.

$$P = CRT$$

வாயுக்கள் மற்றும் கரைசல்களுக்கு இடையேயான மிக நெருங்கிய ஒற்றுமை **வான்ட்ஹாஃப் விதியின்** மூலம் மிகவும் தெளிவாகத் தெரிவிக்கப்படுகிறது.

ஒரு கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தம் கரைபொருள் அதே வெப்பநிலையில் வாயுநிலையிலிருந்து மற்றும் கரைசலின் கன அளவை ஒத்த கன அளவில் வியாபித்து இருக்கும் போது அதனுல் உந்தப்படுகிற அழுத்தத்திற்குச் சமமாக இருக்கும்.

இவ்விதி, கரைசல்களைப் பற்றிய வான்ட்ஹாஃப் கொள்கையினுடைய கருத்தைத் தெரிவிக்கிறது. இருப்பினும், எண்ணியல் தொடர்புகளில் முழுமையான தொடர்பு இருந்த போதிலும், வாயு நிலை மற்றும் ஊடுபரவல் அழுத்த வினைவழிமுறைகள் முழுமையாக வேறுபட்டவை என்பதை வலியுறுத்த வேண்டும்.

தற்கால இயற்பு வேதியியலை நிறுவியவர்களில் ஒருவரான ஜேகோபஸ் ஹென்றிகஸ் வான்ட் ஹாஃப் 1852-ல் ரோடர்டம் (ஹாலந்) என்ற இடத்தில் பிறந்தவர். டெல்ஃப்ட்டில் தொழில் நுட்பப்பள்ளியில் பட்டம் பெற்ற பிறகு, பான், பாரிஸ் மற்றும் யுட்ரெச்சட் ஆகிய பல்கலைக்கழகங்களில் வேதியியலைப் பயின்ருர். 1874-ல் இவர் யுட்ரெச்சட் பல்கலைக்கழகத்தில் கணிதம் மற்றும் இயற்கை தத்துவத் துறையில் டாக்டர் பட்டம் பெற்ருர்.

1877-லிருந்து 1896 வரை வான்ட்ஹாஃப் ஆம்ஸ்டெர்டம் பல்கலைக்கழகத்தில் வேதியியல் பேராசிரியராகப் பணியாற்றி வந்தார். இங்கு வேதியியலுடன், புவி மற்றும் கனிம இயலைப் பற்றியும் கற்றுக்கொடுத்தார். 1896-ல் பெர்லின் சென்று அறிவியல் ஆராய்ச்சிகளில் ஈடுபட்டு வந்தார்.

வான்ட்ஹாஃப் அவருடைய தொடக்க அறிவியல் பணிகளின் போது, கார்பன் அணுவின் இணைதிறனுடைய திசைப் பண்பு பற்றிய கருத்தை வெளியிட்டு உருவாக்கி ஸ்டீரியோ வேதியியலுக்கான, அதாவது மூலக்கூறுகளில் உள்ள அணுக்களின் புறவெளி அமைப்பு முறையைப் பற்றிய அறிவியலுக்கான அடிக்கல்லை நிறுவினர். ஆனல் இவரது ஆய்வுக்குறிய முக்கியப் பாடமாக இருந்தது இயற்பு வேதியியலாகும். இவர், வேதியியல்

வினைகளின் விதிகள், வேதியியச் சமநிலை, நீர்த்தக்கரைசல்கள் ஊடுபரவல் அழுத்தம் ஆகியவற்றைப்பற்றி ஆய்ந்தறிந்தார். *1896*-லிருந்து அவரது வாழ்நாள் முடிய வான்ட்ஹாஃப், கரைசல் களில் நிகழும் உப்பு சமநிலைகளைப்பற்றி ஆராய்ச்சி நடத்தி வந்தார்.



ஜேகோபஸ் ஹென்றிகஸ்
வான்ட் ஹார்ஃப்

வான்ட்ஹாஃபின் விதி நீர்த்தக் கரைசல்களுக்கு மட்டும் தான் பொருந்து வதாக உள்ளது. அடர் கரை சல்களை எடுத்துக்கொண்டால் இவ்விதியிலிருந்து பெருமளவு பிறழ்வுகள் கண்டறியப்படுகின் றன. மின்பகு பொருள்களின் நீர்க்கரைசல்களில் மிக அதிக அளவிலும் கூட பிறழ்வுகள் காணப்படுகின்றன. இதுபற்றி விரிவாக பின்வரும் அத்தியா யத்தில் விவரிக்கப்படும்.

ஒரு கரைசலின் மோலார் அடர்வும் அதன் ஊடுபரவல் அழுத்தமும் ஒன்றை ஒன்று சார்ந்திருப்பதன் காரணமாக, சில கரைப்பான்களில் எளிதில் கரையும் தன்மையுடைய மற்றும் வாயு நிலையில் இருக்கும்போது பெறமுடியாத பல பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகளை ஊடு பரவல் அழுத்த முறையில் நிர்ணயிக்க முடிகிறது. மாறாக, ஒரு கரைசலின் மோலார் அடர்வு தெரியுமானால் அதன் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைக் கணக்கிடலாம். இதுபோன்ற கணக்கீடுகளில், ஒரு லிட்டரில் ஒரு மோல் கரைபொருளைக்கொண்ட கரைசலின் ஊடு பரவல் அழுத்தத்தை *22.4* வளிவண்டலத்திற்குச் சமமாகும் என நினைவு கொள்வது பயனுடையதாக இருக்கும் (உண்மையில் இந்த அடர்வில் அழுத்தம் சிறிது அதிகமாகவே இருப்பினும்).

எடுத்துக்காட்டு: ஒரு லிட்டரில் *9* கி. குளுக்கோஸை கொண்ட கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைக் கணக்கிடு.

குளுக்கோஸின் மூலக்கூறு எடை *180*; எனவே, *9* கி. குளுக் கோஸ் *0.05* மோல் ஆகும். ஊடுபரவல் அழுத்தம் கரை பொருளின் அளவுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் இருப்பதால், ஊடு

பரவல் அழுத்தத்தைப் (X) பின்கண்ட விகிதத்திலிருந்து கணக்கிட்டுப் பெறலாம்:

$$22.4 ; x = 1 : 0.05$$

$$\therefore \quad x = 22.4 \times 0.05 = 1.12 \text{ வளிமண்டலம்}$$

ஊடுபரவல் அழுத்தத்தை நேரிடையாக அளந்தறிவது மிகவும் கடினம்; ஆனால் இது தேவையேயில்லை. நீர்த்தக்கரைசல்களினுடைய எளிதில் அளந்தறியக் கூடிய சில பண்புகளுடன் ஊடுபரவல் அழுத்தம் மிக நெருங்கியத் தொடர்பைப் பெற்றுள்ளது என வான்ட்ஹாஃப் காட்டியுள்ளார். அவை ஆவி அழுத்தக் குறைவு உறை நிலைத்தாழ்வு மற்றும் கொதிநிலை உயர்வு ஆகியவை இவற்றுள் ஏதேனும் ஒன்றின் மதிப்பை நிர்ணயித்துக்கொண்டால், கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தை கணக்கிட்டு விடலாம். மேற்குறிப்பிட்ட எல்லா மதிப்புகளும், ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைப் போலவே, கரைசலிலுள்ள கரைபொருளினுடைய துகள்களின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்து வேறுபடுவதால், அவற்றையும் கரைந்த பொருள்களினுடைய மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயிக்கப் பயன்படுத்தலாம்.

74. கரைசல்களின் ஆவி அழுத்தம்

நீரினுடைய இயற்பியல் பண்புகளை கவனிக்கும்போது (பிரிவு 65) ஒவ்வொரு நீர்மத்தினுடைய பூரித ஆவி அழுத்தமும் எடுத்துக்கொண்ட ஒரு வெப்ப நிலையில் மாறாத மதிப்பைப் பெற்றுள்ளது எனக் குறிப்பிடப்பட்டது. ஏதேனும் ஒரு திண்மப் பொருளை ஒரு நீர்மத்தில் கரைக்கும்போது நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் குறைக்கப்படுகிறது என சோதனையின் மூலம் அறியப்படுகிறது. எனவே, **ஒரே வெப்ப நிலையில் கரைசலின் ஆவி அழுத்தம் எப்போதும் தூய கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தைவிடக் குறைவாக உள்ளது.** தூய கரைப்பான் மற்றும் கரைசலினுடைய ஆவி அழுத்தங்களின் மதிப்புகளுக்கு இடையே உள்ள வித்தியாசம் பொதுவாக கரைசலின் ஆவி அழுத்தக்குறைவு எனப்படுகிறது.

1887-ல், பல்வேறு திண்மங்கள் மற்றும் ஆவியாகாத் தன்மையுடைய நீர்மங்களைக் கொண்டு நிகழ்த்திய பல சோதனைகளின் அடிப்படையில் பிரஞ்சு இயற்பியலார் ரௌல்ட் பின்வரும் விதியை நிறுவினர்:

வெப்பநிலை மாறாமல் இருக்கும்போது மின்பகாப் பொருள்களினுடைய நீர்த்தக் கரைசல்களின் ஆவி அழுத்தக் குறைவு

எடுத்துக்கொண்ட எடையுடைய கரைப்பானில் கரைந்துள்ள பொருளின் அளவுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் உள்ளது.

இவ்விதியை மூலக்கூறு இயக்கக் கொள்கையைக் கொண்டு விளக்கலாம்.

ஒரு நீர்மத்தின் மீது காணப்படும் பூரித ஆவி அழுத்தம் ஒரு அலகு நேரத்தில் நீர்மத்தின் பரப்பிலிருந்து ஆவியாகிச் செல்லும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்து இருக்கிறது என குறிப்பிட்டுள்ளோம். ஆனால் ஒரு கரைசலில் அதன் பரப்பின் பகுதியளவை ஆவியாகா கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள் எடுத்துக்கொள்கின்றன. எனவே, ஒரு அலகு நேரத்தில் கரைசலின் பரப்பிலிருந்து வெளிக்கிளம்பிச் செல்லும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அதே வெப்ப நிலையில் தூய கரைப்பானிலிருந்து வெளிப்படும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைவிடக் குறைவாக இருக்கும். ஆகவே, ஆவி அழுத்தம் குறைகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, மொத்த மூலக்கூறுகளில் 1/20 பங்கு கரைபொருளின் மூலக்கூறுகளைக் கொண்ட ஒரு கரைசலின் ஆவி அழுத்தம் தூய கரைப்பானுக்கு உரியதை விட 1/20 பங்கு குறைந்து காணப்படுகிறது.

ஆவி அழுத்தக் குறைவு கரைந்துள்ள பொருளின் அளவைச் சார்ந்து இருப்பதை கணித முறையில் தெரிவிக்கலாம். தூய கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தம் P எனவும், ஆவி அழுத்தக் குறைவு $\triangle P$ எனவும், கரைபொருளினுடைய மோல்களின் எண்ணிக்கை n எனவும், கரைப்பானுடைய மோல்களின் எண்ணிக்கை N எனவும் கொள்க. பின் நீர்த்தக்கரைசல்களுக்கான ரௌல்ட் விதியை பின்வருமாறு தெரிவிக்கலாம்:

$$\triangle P = \frac{Pn}{N}$$

ஒரு கரைசலின் ஆவி அழுத்தம் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் அளவைப் பொருத்து இருப்பதை நிலை நாட்டும் ரௌல்ட் விதி, திண்மங்களின் கரைசல்கள் அல்லது ஆவியாகா நீர்மங்களின் கரைசல்களுக்கு மட்டும்தான் சரியாக உள்ளது. இதனை, மிகையாகக்காணப்படும் ஒரு படித்தான நீர்மக் கலவைகளுக்கு விரிவுபடுத்தமுடியாது; இவற்றின் எல்லா இயைபுப் பகுதிகளும் உணரக்கூடிய அளவிற்கு ஆவியாகும் தன்மையைப் பெற்றிருக்கின்றன. நீர்மக் கலவைகளினுடைய ஆவி அழுத்தங்கள் மற்றும் கொதிநிலைகள் பற்றி உருஷிய அறிவியலார் கோனோவலோவ சிறந்த முறையில் ஆய்ந்தறிந்து உள்ளார். அவரால் கண்டுபிடிக்

கப்பட்ட "கோனேவலோவ்வின் விதிகள்" எனப்படும் தொடர்பு கள் இயற்பு வேதியியல் பற்றிய எல்லா பாடநூல்களிலும் சேர்க்கப்பட்டுள்ளன. இவ்விதிகள், நீர்மக்கலவைகளின் காய்ச்சி வடித்தல் மற்றும் பிரித்தல் சம்பந்தமான பல சிக்கல்களைத் தீர்த்து வைக்கப் பயன்படுகின்றன.

ஒரு கரைசலின் ஆவி அழுத்தக் குறைவை அளந்தறிவது கரைந்த பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகளை நேரடியாக நிர்ண யிப்பதற்குப் பயன்படுத்த முடிகிறது. இருப்பினும், நடைமுறை யில் வேறொரு வசதியான முறை பயனுக்கப்படுகிறது. இது கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வு அல்லது கொதிநிலை உயர்வை அளந்தறிவதன் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளது.

75. கரைசல்களின் உறைநிலை மற்றும் கொதிநிலை

எல்லா தூய பொருள்களும் குறிப்பிட்ட உறை மற்றும் கொதி நிலைகளைச் சிறப்பாகப் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, திட்ட வளிமண்டல அழுத்தத்தில் தூய நீர் 0° C-ல் உறைகிறது; 100° C-ல் கொதிக்கிறது; பென்சீன் 5.5° C-ல் உறைகிறது; 80.1° C-ல் கொதிக்கிறது. இவ்வெப்ப நிலைகள், நீர்மத்தின் முழு அளவும் உறையும் வரை அல்லது ஆவியாகும்வரை மாருமல் இருக்கின்றன.

இது கரைசல்களில் வேறுபட்டுள்ளது. கரைசலிலுள்ள கரைபொருள் கரைப்பானின் கொதிநிலையை உயர்த்தவும் உறை நிலையைத் தாழ்த்தவும் செய்கிறது. கரைசல் எந்த அளவிற்கு அடர்வுடையதாக இருக்கிறதோ அந்த அளவிற்கு இவ்விளைவு களும் அதிகமாக உள்ளன. எனவே கரைசல்கள் தூய கரைப் பான்களைவிட குறைந்த வெப்பநிலைகளில் உறையவும் உயர் வெப்ப நிலைகளில் கொதிக்கவும் செய்கின்றன.[1] இதற்குக் காரணம் கரைசலில் ஆவி அழுத்தக் குறைவு என்பதை மிக எளிதில் காட்டலாம்.

எந்த ஒரு நீர்மமும் அதன் பூரித ஆவி அழுத்தம் வெளி அழுத்தத்திற்குச் சமமாகும்போது உள்ள வெப்பநிலையில் கொதிக்கத் தொடங்குகிறது என அறிவோம். எடுத்துக்காட்டாக, 760 மி. மீ. Hg அழுத்தத்தில் நீர் 100°C - ல் கொதிக்கிறது; ஏனெனில் இந்த வெப்பநிலையில் நீரின் ஆவி அழுத்தம் சரியாக 760 மி. மீ. Hg-க்குச் சமமாக உள்ளது. இருப்பினும், ஏதாவது

[1] இங்கும், இனியும் குறிப்பிடப்படுபவை திண்மங்கள் அல்லது மிகவும் இலேசாக ஆவியாகும் நீர்மங்களின் கரைசல்களாகும்.

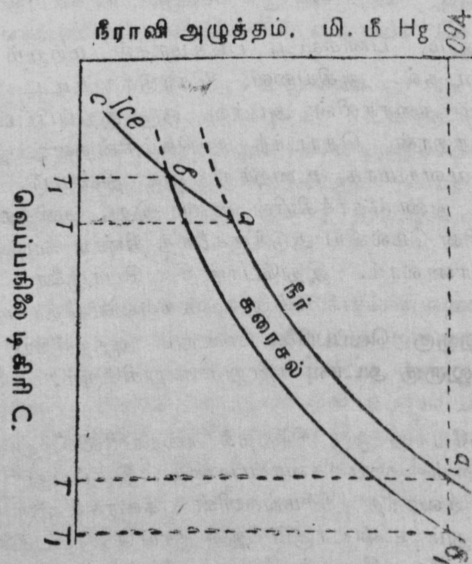
ஒரு பொருள் நீரில் கரைக்கப்படுமாயின், அதன் ஆவி அழுத்தம் குறைகிறது. எனவே, உண்டாகும் கரைசலின் ஆவி அழுத்தத்தை 760 மி. மீ. Hg-க்குச் சமமாகக் கொண்டு வருவதற்கு கரைசலை 100°C வெப்ப நிலைக்கும் மேலான வெப்பநிலைக்குச் சூடு செய்தாக வேண்டும் என்பது தெளிவு. எனவே, ஒரு கரைசலின் கொதி நிலை தூய கரைப்பானின் கொதி நிலையைவிட எப்போதும் அதிகமாகவே உள்ளது.

தூய கரைப்பானுடன் ஒப்பிடும்போது கரைசல் தாழ்ந்த உறைநிலையைப் பெற்றிருப்பதற்குக் காரணம் பொருளின் திண்மம் மற்றும் நீர்ம நிலைமைகள் ஒரே சமயத்தில் நிலவியிருக்கும் போது உள்ள வெப்பநிலை உறைநிலையைக் குறிப்பதாக இருப்பதுவேயாகும். இருப்பினும், இதற்கு திண்மம் மற்றும் நீர்ம நிலைமைகளின் ஆவி அழுத்தங்கள் சமமாக இருக்க வேண்டும்; இல்லையெனின், ஆவியானது ஒரு நிலைமையிலிருந்து வேறொரு நிலைமைக்கு, எந்த நிலைமைக்கு மேல் ஆவி அழுத்தம் அதிகமாக இருக்கிறதோ அது முழுமையாக மறையும் வரை, சென்று கொண்டே இருக்கும். பனிக்கட்டி மற்றும் நீர் 0°C-ல் முடிவில்லாமல் ஒருங்கே நிலவியிருக்க முடிகிறது; ஏனெனில் 0°-Cல் (துல்லியமாக 0·01°C) பனிக்கட்டியின் ஆவி அழுத்தம் (4·6 மி. மீ. Hg) நீரின் ஆவி அழுத்தத்திற்குச் சமமாக உள்ளது. இந்த வெப்பநிலை நீரின் உறை நிலையாகும்.

தூய நீருக்குப் பதிலாக ஒரு கரைசலை எடுத்துக் கொண்டால் O°C-ல் அதன் ஆவி அழுத்தம் 4·6 மி. மீ. Hg-க்கும் குறைவாக இருக்கும். இக்காரணத்தினால் இதுபோன்ற கரைசலில் அமுக்கப்பட்டபனிக்கட்டி விரைவாக உருகுகிறது.பனிக்கட்டியும் நீரும் ஒரே சமயத்தில் நிலவியிருப்பது 0°-Cக்கு குறைவான வெப்பநிலையில் தான், அதாவது இரண்டினுடைய ஆவி அழுத்தங்களும் சமமாக உள்ள வெப்பநிலையில் தான் முடிகிறது. இல்லையெனின், கரைசல் தூய கரைப்பானின் உறைநிலைக்கும் குறைவான வெப்பநிலையில் உறைகிறது.

ஆவி அழுத்தத்திற்கு எதிராக வெப்பநிலையை எடுத்துக் கொண்டு வரைபடம் வரைந்தால் இத் தொடர்புகள் எல்லாம் நன்கு புலப்படும். படம் 65-ல் *aa*, என்பது தூயநீரின் ஆவி அழுத்த வளைகோடு; *bb*, என்பது கரைசலின் ஆவி அழுத்த வளைகோடு. எந்த ஒரு வெப்பநிலையிலும் கரைசலின் ஆவி அழுத்தம் கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தைவிடக் குறைவாக இருப்பதால், *bb*, வரைபடத்தில் *aa*-க்கு கீழாக உள்ளது. இந்த

வளைகோடுகளைப் பயன்படுத்தி ஏதேனும் ஒரு அழுத்தத்தில் எடுத்துக்காட்டாக 760 மி.மீ. Hg அழுத்தத்தில் நீர் மற்றும் கரைசலின் கொதிநிலைகளை நிர்ணயிப்பதற்கு, கிடை ஆயத்திற்கு இணையாக இருக்கும்படி நிலை ஆயத்தில் தேவையான புள்ளியிலிருந்து ஒரு நேர்கோடு வரைக. இக்கோடு ஆவி அழுத்த வளைகோடுகளைச் சந்திக்கும் புள்ளிகள் *a*, மற்றும் *b*-லிருந்து கிடை ஆயத்தை நோக்கியவாறு செங்குத்துக் கோடுகளை வரைக. வெப்ப நிலைகள் T மற்றும் T_1 நீர் மற்றும் கரைசலின் கொதிநிலைகளைக் குறிக்கும்; ஏனெனில் இந்த வெப்ப நிலைகளில் இவற்றின் ஆவி அழுத்தங்கள் சமமாக உள்ளன. கரைசலின் கொதிநிலை தூய நீரின் கொதிநிலையைவிட அதிகமாக இருப்பது வரைபடத்தில் இருந்து அறியப்படும்.



படம் 65

நீர், பனிக்கட்டி மற்றும் கரைசலுக்கான ஆவி அழுத்தம் × வெப்பநிலை வளைகோடுகள்

படம். 65-ல் ac பனிக்கட்டியின் ஆவி அழுத்த வளைகோட்டைக் குறிக்கிறது. உறைநிலையில், திண்மம் மற்றும் கரைப்பானின் நீர்ம நிலைமைகளின் ஆவி அழுத்தங்கள், அல்லது திண்மக் கரைப்பான் மற்றும் கரைசலின் நிலைமைகளின் ஆவி அழுத்தங்கள் சமமாக இருக்கவேண்டும் என மேலே தெரிவிக்கப்பட்டது.

aa, மற்றும் *bb*, வளைகோடுகள் ac-ஐ சந்திக்கும் புள்ளிகள் a மற்றும் b இந்த நிபந்தனையைக் குறிப்பனவாக உள்ளன. புள்ளிகள் *a* மற்றும் *b*-யிலிருந்துகிடை ஆயத்திற்கு செங்குத்தாக கோடுகள்வரைந்தால் நீர் மற்றும் கரைசலின் உறைநிலைகள் கிடைக்கின்றன. இங்கு, வெப்பநிலைகள் T மற்றும் T_1 எதிர்மாருக, அமைந்திருப்பதை வரைபடத்திலிருந்து அறியலாம்; கரைசலின் உறைநிலை நீரின் உறை நிலையைவிடக் குறைவாக உள்ளது.

நீர்த்த கரைசல்கள் உறையும்போது, ஓரளவு தூய கரைப்பான் முதலில் படிகமாகப் பிரிகிறது. நீர்க் கரைசலாக இருப்பின் தூய பனிக்கட்டி பிரிகிறது. பனிக்கட்டி படிகமாக வெளிப்படும் போது, கரைசலின் அடர்வு அதிகரிப்பதால், உறைநிலை மாருமல் நிலையாக இருக்காமல் குறைந்து கொண்டே செல்கிறது.[1]

இருபபினும், பனிக்கட்டி படிகமாதல் மற்றும் உறைநிலை தாழ்வு அடைதல் ஆகியவை, கொடுக்கப்பட்ட ஒவ்வொரு பொருளுக்கும் கரைசலின் அடர்வு ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்பை எட்டும் வரைதான் தொடர்ந்து நிகழ்கின்றன; இந்நிலையில், கரைசல் முழுவதுமாக உறைந்து ஒரு திண்மப் பொருளாக மாறுகிறது. நுண் நோக்கியின் மூலம் இது, பனிக்கட்டி மற்றும் கரைபொருளின் மெல்லிய அடுக்குகளைத் திண்ம வடிவில் பெற்றிருப்பதைக் காணலாம். இதுபோன்ற பொருளை **நல்லுருகுக் (eutectic)** கலவை என்பர். நல்லுருகுக் கலவை தோன்றும் வெப்பநிலையை **நல்லுருகு வெப்பநிலை** என்றும் அதற்குரிய கரைசலின் அடர்வை **நல்லுருகு அடர்வு** என்றும் கூறுகிறோம்.

உறையும்போது ஒரு நீர்த்தக் கரைசலிலிருந்து படிகமாகப் பிரியும் பொருள் தூய கரைப்பானாக இருப்பது போலவே, திண்மங்கள் கரைந்த நீர்மங்களின் கரைசல்களை கொதிக்க வைக்கும்போதும் உண்டாகும் ஆவி தூய கரைப்பானையே பெற்றுள்ளது. எனவே, மேலும் மேலும் நீர்மம் ஆவியாகும்போது, கரைசலின் அடர்வு அதிகரித்து கரைசல் பூரிதமடைந்து படிகமாதல் தொடங்கும் வரை கொதிநிலை அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது. படிகமாதல் நிகழத் தொடங்கியதும், கரைசலின் அடர்வு மாறுவது நின்று கொதுநிலை மாருமல் இருக்கிறது.

கரைசல்களின் உறைதல் மற்றும் கொதித்தல் பற்றிய அளவறி கருத்துக்களை ரௌல்ட் ஆய்ந்தறிந்தார். இவர்,

[1] இக்காரணத்திஞல், ஒரு கரைசலுக்கான உறைநிலை திண்ம நிலைமை படிகமாகப் பிரியத் தொடங்கும்போது உள்ள வெப்பநிலை என வரையறுக்கப்படுகிறது.

சோதனையின் மூலம் பின்கண்ட அடிப்படைக் கருத்துக்களை நிறுவினர். இவை **ரௌல்ட் விதிகள்** எனப்படும் :

1. உறை நிலைத்தாழ்வு, கரைப்பானின் கொடுக்கப்பட்ட நிறையில் கரைந்துள்ள பொருளின் அளவுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் உள்ளது.

எடுத்துக்காட்டாக, 100 கி. நீரில் 5 கி. சர்க்கரையைக் கொண்ட கரைசல் —0·27°C-ல் உறைகிறது; 10 கி. சர்க்கரையை கொண்ட கரைசல் —0·54°C–ல் உறைகிறது.

2. ஒத்த நிறையுடைய ஒரு கரைப்பானில் கரைக்கப்பட்ட பல்வேறு பொருள்களின் சமமூலக்கூறு அளவுகள் அதன் உறை நிலையை சம எண்ணிக்கை வீதங்களில் குறையச் செய்கின்றன.

எடுத்துக்காட்டாக, 0.1 கிராம்-மூலக்கூறு (34·2 கி.) சர்க் கரையை 1000 கி. நீரில் கரைத்தால், உறைநிலை 0·186°C அளவிற்கு குறைகிறது; 0·1 கிராம்-மூலக்கூறு குளுக்கோஸ் (18 கி.) அல்லது 0·1 கிராம்-மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடை (3·4 கி.) கரைக்கும்போதும் இதே அளவு தாழ்வு உறைநிலையில் உண்டாகிறது.

ஒரு கிராம்–மூலக்கூறு பொருளை 1000 கிராம் கரைப்பானில் கரைப்பதால் உண்டாகும் உறைநிலைத்தாழ்வு (**மூலக்கூறு உறை நிலைத் தாழ்வு**) எடுத்துக் கொண்ட ஒவ்வொரு கரைப்பானுக்கும் ஒரு மாறிலியாகும். இதனை கரைப்பானின் உறைநிலைத் தாழ்வு மாறிலி அல்லது **கிரயாஸ்கோப்பிக் மாறிலி** (Cryoscopic Constant) என்கிறோம்.[1] கிரயாஸ்கோப்பிக் மாறிலி வெவ்வேறு கரைப்பான் களுக்கு வெவ்வேறாக உள்ளது. சில கரைப்பான்களுக்கு இதன் மதிப்புகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன,

கிரயாஸ்கோப்பிக் மாறிலிகள்

நீர்... ...	1·86°C	பென்சீன்... ...	5·1°C
அசிட்டிக் அமிலம்	3·9°C	நாப்தலீன்... ...	6·9°C

மேற்கண்டவற்றை ஒத்த விதிகளைக் கொதிநிலை உயர்வுக்கும் ரௌல்ட் நிறுவினர். ஒரு கிராம்–மூலக்கூறு பொருளை 1000

[1] கிரேக்க மொழியில் kryos என்றால் 'குளிர்ந்த' என்றும் skopeo என்றால் 'நான் பார்க்கிறேன்' என்றும் பொருள்.

கிராம் கரைப்பானில் கரைக்கும்போது கொதிநிலையில் உண்டாகும் உயர்வு கரைப்பானின் **எபுலியாஸ்கோப்பிக் மாறிலி** (ebullioscopic Constant) எனப்படும்.[1] இதனைக் கொதிநிலை உயர்வு மாறிலி எனக் கூறலாம்.

எபுலியாஸ்கோப்பிக் மாறிலி

நீர் ...	0.52°C	பென்சீன் ...	2·57°C
ஈத்தர் ...	ல 2°C	குளோரஃபார்ம் ...	3·88°C

ரௌல்ட் விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம் :

$$\triangle t = K \times C$$

இங்கு, $\triangle t$ கரைப்பானின் உறைநிலைத்தாழ்வு அல்லது கொதிநிலை உயர்வாகும்; C, 1000 கி. கரைப்பானில் கரைந்துள்ள கரைபொருளினுடைய மோல்களின் எண்ணிக்கை; K விகித எண்ணாகும். இது, கரைப்பானின் உறைநிலைத்தாழ்வு மாறிலிக்கு அல்லது கொதிநிலை உயர்வு மாறிலிக்குச் ($C = 1$ ஆக இருக்கும்போது; $\triangle t = K$) சமமாகும்.

பொருளினுடைய மோல்களின் எண்ணிக்கை அதன் நிறையை (m) (கிராமில்) அதன் மூலக்கூறு எடையால் (M) வகுக்கக் கிடைப்பதற்குச் சமமாக இருப்பதால், மேற்கண்ட சமன்பாட்டில் C-யின் இடத்தில் $\frac{m}{M}$-ஐ பதிலீடு செய்யலாம். எனவே,

$$\triangle t = K\frac{m}{M}$$

ரௌல்ட் விதிகள், வான்ட் ஹாஃப் விதிக்குரிய அதே வரையறைகளுக்கு உட்பட்டுப் பயன்படுகின்றன; அடர் கரைசல்கள் மற்றும் மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்கள் இவ்விதிகளிலிருந்து மிகவும் பிறழ்ந்து காணப்படுகின்றன.

கரைந்த பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கான வசதியான சில முறைகள் எல்லாம் ரௌல்ட் விதிகளின் அடிப்படையில் அமைந்தவையே. இதுபோன்ற நிர்ணயிப்புகளில், எடுத்துக் கொண்ட பொருளின் எடையறிந்த அளவை ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு கரைப்பானில் கரைத்து அது உண்டாக்கும் உறைநிலைத் தாழ்வு அல்லது கொதிநிலை உயர்வு கண்டறியப் படுகிறது. கரைப்பானின் உறைநிலைத் தாழ்வு மாறிலி அல்லது

[1] லத்தின் மொழியில் ebullire என்றால் 'கொதிக்க வைக்க' என்று பொருள்.

கொதிநிலை உயர்வு மாறிலி தெரியுமாயின், இப்புள்ளி விபரங்களிலிருந்து கரைந்த பொருளின் மூலக்கூறு எடையை மிக எளிதில் கணக்கிட்டு அறியலாம். மாறாக, கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை தெரியுமாயின், இம்முறையிலேயே உறைநிலைத்தாழ்வு மாறிலி அல்லது கொதிநிலை உயர்வு மாறிலியைக் கணக்கிட்டு அறியலாம்.

மூலக்கூறு எடைகளை உறைநிலைத்தாழ்வு முறையில் நிர்ணயிப்பதற்கு **கிரயாஸ்கோப்பிக்** முறை என்றும் கொதிநிலை உயர்வு முறையில் நிர்ணயிப்பதற்கு **எபுலியாஸ்கோப்பிக்** முறை என்றும் பெயர்.

வெவ்வேறு கரைப்பான்களைப் பயன்படுத்தி எல்லாவகைப் பொருள்களுக்கும் மூலக்கூறு எடைகளை நிர்ணயிக்க முடிவதால், இவ்விரண்டு முறைகளும் நடைமுறையில் வெகுவாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. பல உலோகங்களின் மூலக்கூறு எடைகள், உலோகங்களினுடைய கரைசல்கள் ஒன்றில் ஒன்று திண்மமடையும் போது திண்மமாதல் நிலைகளில் உண்டாகும் தாழ்வைக் கொண்டு கண்டறியப்படுகின்றன.

உறைநிலைத்தாழ்வு முறையில் மூலக்கூறு எடையை நிர்ணயிப்பதற்கான ஒரு எடுத்துக்காட்டு கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

எடுத்துக்காட்டு : *2·76 கி. கிளிசரின் 200 கி. நீரில் கரைத்தபோது, உறைநிலை 0·279°C அளவிற்கு குறைந்தது. நீரின் கிரயாஸ்கோப்பிக் மாறிலி 1·86°C கிளிசரினின் மூலக்கூறு எடையைக் கண்டறிக.*

முதலில், 1000 கிராம் நீரில் கரைந்துள்ள கிளிசரினின் எடையை கணக்கிடுவோம் :

$$m = \frac{2.76 \times 1000}{200} = 13{\cdot}8 \text{ கி.}$$

கொடுக்கப்பட்டுள்ள நிபந்தனைகளுக்கு ஒப்ப கிளிசரினின் மூலக்கூறு எடை :

$$0{\cdot}279 = \frac{1.86 \times 13{\cdot}8}{M}$$

$$M = \frac{1{\cdot}86 \times 13{\cdot}8}{0{\cdot}279} = 92$$

12. மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்கள்

76. நீர்த்த கரைசல்களுக்கான விதிகளிலிருந்து அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளின் கரைசல்கள் பிறழ்ந்து காணப்படுதல்

கரைசல்கள் மற்றும் வாயுக்களுக்கு இடையே நிலவும் ஒப்புமையின் அடிப்படையில் நீர்த்த கரைசல்களின் மிக முக்கியப் பண்புகளை விளக்கும் வான்ட்ஹாஃப் கொள்கையை முந்தைய அத்தியாயத்தில் கவனித்தோம். இக்கொள்கையின் எல்லா முடிவுகளும் பல்வேறு பொருள்களின் கரைசல்களைக் கொண்டு நடத்திய சோதனைகளின் மூலம் மிகவும் சிறந்த முறையில் நிரூபிக்கப்பட்டன. இருப்பினும், ஒரு வகைக் கரைசல்களுக்கு இத் தொடர்புகள் பொருந்தவில்லை. இவை சாதாரண உப்புகள், பெரும்பாலான அமிலங்கள் மற்றும் கரையும் காரங்களின் கரைசல்களாகும். ஆவி அழுத்தக் குறைவு அல்லது உறைநிலைத் தாழ்வு மற்றும் கொதிநிலை உயர்வு ஆகியவற்றின் அடிப்படையில் கணக்கிடப்பட்ட இக் கரைசல்களின் ஊடுபரவல் அழுத்தம் கொள்கையின்படி எதிர்பார்க்கப்படுவதைவிட மிகவும் அதிகமாக உள்ளது என நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. மாருக, இம் மதிப்புகளை அளந்தறிவதன் மூலம் நிர்ணயிக்கப்பட்ட மூலக்கூறு எடைகள், எப்போதும் உண்மையான மதிப்புகளைவிடக் குறைவாகவே இருந்தன.

எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு கிராம் சாதாரண உப்பை 100 கிராம் நீரில் கரைத்தால் உறைநிலைத் தாழ்வு 0·617°C ஆகும். நீரின் உறைநிலைத் தாழ்வு மாறிலி 1.86°C ஆக இருப்பதால், உப்பின் மூலக்கூறு எடை:

$$M = \frac{1.86 \times 10}{0.617} = 30.1$$

உண்மையில் உப்பின் மூலக்கூறு எடை $=58.5$; இது பெரிதும் இரு மடங்காக உள்ளது.

உண்மையான மூலக்கூறு எடையை வைத்துக் கொண்டு உறைநிலைத் தாழ்வைக் கணக்கிட்டால் கிடைப்பது,

$$\Delta t = \frac{1.86 \times 10}{58.5} = 0.318°C$$

எனவே, கண்டறியப்பட்ட உறைநிலைத் தாழ்வு அறிமுறையில் அமைந்ததைக் காட்டிலும் பெரிதும் இரண்டு மடங்காக உள்ளது. உறைநிலைத் தாழ்வு ஊடுபரவல் அழுத்தத்துடன் நேர் விகிதச் சமமாய் இருப்பதால், பின்னதும் வான்ட்ஹாஃப் கொள்கையின் படியான சாதாரண மதிப்பை விட அதிகமாக இருக்கும்.

கொள்கையிலிருந்து விலகிக் காணப்படும் இதுபோன்ற பிறழ்வு மற்ற உப்புகள், பெரும்பாலான அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களின் கரைசல்களுக்கும் கண்டறியப்பட்டுள்ளது.

பிரிவு **73**-ல் தெரிவித்தபடி, ஊடுபரவல் அழுத்தம் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டினல் தெரிவிக்கப்படுகிறது :

$$P = CRT$$

இச் சமன்பாட்டை "இயல்பற்ற" **(abnormal)** ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைக் கொண்ட கரைசல்களுக்கும் விரிவாக்குவதற்கு, கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தம் இயல்பான மதிப்பைவிட எத்தனை மடங்கு அதிகமாக உள்ளது என்பதைத் தெரிவிக்க வான்ட்ஹாஃப் (**ஐசோடானிக் எண்** எனப்படுகிற ஒரு திருத்த காரணி) i-ஐ புகுத்தினர்.

$$P = iCRT$$

ஆவி அழுத்தக் குறைவு முறை அல்லது உறைநிலைத்தாழ்வு மற்றும் கொதிநிலை உயர்வு முறையில் ஒவ்வொரு கரைசலுக்கும் i-ன் மதிப்பு நிர்ணயிக்கப்பட்டது. இவை எல்லா மதிப்புகளும் ஊடுபரவல் அழுத்தத்துடன் நேர்விகிதச் சமமாய் இருப்பதால் கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தம் எத்தனை மடங்கு இயல்பான மதிப்பைவிட அதிகமாக உள்ளது என்பதை, மேற்குறிப்பிட்ட மதிப்புகளில் ஏதேனும் ஒன்று எத்தனை மடங்கு அறிமுறையில் கணக்கிடப்பட்ட மதிப்பைவிட அதிகம் என்பதை நிர்ணயிப்பதன் மூலம் கண்டறியலாம்.

கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தை p' எனவும், கரைசலின் கொதிநிலை உயர்வை $\Delta t'_{b}$ எனவும், கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வை $\Delta t'_{f}$ எனவும் கொள்க; இவை வான்ட் ஹாஃப் மற்றும் ரௌல்ட் விதிகளுக்கு உட்பட்டு இருப்பதில்லை. P, $\Delta t'_{b}$,

மற்றும் $\triangle t'_{f.p.}$ ஆகியவை, கரைசலின் மோலார் அடர்வின்படி அறிமுறையில் கணக்கிடப்பட்ட மேற்கண்டவற்றிற்கான மதிப்புகள் எனக் கொள்க. இனி, எண் i பின்வரும் விகிதங்களினல் தெரிவிக்கப்படுகிறது:

$$i = \frac{P'}{P} = \frac{\triangle t'_{s.p.}}{\triangle t_{s.p.}} = \frac{\triangle t'_{f.p.}}{\triangle t_{f.p.}}$$

உறைநிலைத் தாழ்வு முறையில் 0.2 N கரைசலில் பல உப்புகளுக்கு வான்ட் ஹாஃப்பினல் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட எண் i-ன் உடைய மதிப்புகள் அட்டவணை 9-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 9

சில உப்புகளின் 0·2 N கரைசல்களுக்கான எண் i-ன் மதிப்பு

உப்பு	வாய்பாடு	உறைநிலைத் தாழ்வு		
		கண்டறியப்பட்டது, $\triangle t'_{f.p.}$	ரௌல்ட் விதியின்படி கணக்கிடப்பட்டது. $\triangle t_{f.p.}$	$i = \frac{\triangle t'_{f.p.}}{\triangle t_{f.p.}}$
பொட்டாசியம் குளோரைடு	KCl	0·673	0·372	1·81
பொட்டாசியம் நைட்ரேட்	KNO_3	0·664	0.372	1·78
மக்னீசியம் குளோரைடு	$MgCl_2$	0·519	0·186	2·79
கால்சியம் நைட்ரேட்	$Ca(NO_3)_2$	0·461	0·186	2·48

அட்டவணை 9-ல் உள்ள புள்ளி விபரம் i-ன் மதிப்பு பல்வேறு உப்புகளுக்கு வேறுபட்டுள்ளது. மேலும், கரைசல் அதிகமாக நீர்த்ததாக மாறும்போது இம்மதிப்பும் அதிகரித்து மெதுவாக 2, 3, 4 என்ற முழு எண்களை நெருங்குகிறது. இயைபில் ஒப்புமை கொண்ட உப்புகளுக்கு இந்த எண்கள் ஒத்துள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, ஓரிணைதிறன் உலோகங்களின் எல்லா உப்புகள் மற்றும்

ஒரு காரத்துவ அமிலங்களுக்கு, கரைசல்கள் போதுமான அளவிற்கு நீர்த்ததாக இருக்கும்போது *i*-ன் மதிப்பு 2-க்குச் சமமாகிறது; ஈரிணை திறன் உலோகங்கள் மற்றும் அதே அமிலங்களுடன் இதன் மதிப்பு 3-க்குச் சமமாகிறது.

எனவே, அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளை நீரில் கரைக்கும்போது பிற பொருள்களின் சம மூலக்கூறு அளவுகளைக் காட்டிலும் உயர் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தை உண்டாக்குகின்றன என அறியப்படுகிறது. வான்ட்ஹாஃப் கொள்கைக்கு முரண்பாடு இல்லாமல் இந்த இயற்பாட்டிற்கான காரணத்தை எவ்வாறு விளக்குவது ?

இதனை ஒத்த இயற்பாடு சில வாயுக்களிலும் அல்ல வாயு நிலையிலுள்ள பொருள்களிலும் கண்டறியப்பட்டிருப்பதை முதலில் குறிப்பிட வேண்டும்.

எடுத்துக்காட்டாக, அம்மோனியம் குளோரைடு NH_4Cl, பாஸ்பரஸ் பென்டா குளோரைடு PCl_5 அயோடின் மற்றும் பிற பொருள்களின் ஆவியை ஒரு மூடிய கலனில் சூடு செய்தால் அவை, கே - லூசாக்கின் விதியின்படி பெறவேண்டிய அழுத்தத்தைக் காட்டிலும் உயர் அழுத்தத்தைப் பெற்றிருக்கின்றன என கண்டறியப்பட்டுள்ளது. மாறாக, அவற்றின் ஆவி அடர்த்திகளின் நிர்ணயிப்புகளிலிருந்து கணக்கிடப்பட்ட அவற்றின் மூலக்கூறு எடைகள் அறிமுறை மதிப்புகளைக் காட்டிலும் குறைவாக உள்ளன.

வாயுநிலைப் பொருள்களில் இந்த இயற்பாட்டிற்கான காரணம் பிரிகை என எளிதில் காட்டிவிடலாம். NH_4Cl சிதைந்து NH_3 மற்றும் HCl மூலக்கூறுகளாகப் பிரியுமானால், மாறாத கன அளவில் துகள்களின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்துள்ள அழுத்தம் இரண்டு மடங்கு உயர்ந்தாக வேண்டும் என்பது தெளிவு.

மாறாக, அழுத்தம் மாறாமல் இருக்கும்போது, வாயுவின் கன அளவு இரண்டு மடங்காக அதிகரிக்க வேண்டும். எனவே, அடர்த்தி இரு மடங்கு குறைவாக இருக்கும். பிரிகை முழுமை பெறாமல் இருப்பின், பகுதியளவு மூலக்கூறுகளே சிதைந்து இருக்குமாதலால், அழுத்தம் ஏதேனும் ஒரு இடைநிலை மதிப்பைப் பெற்றிருக்கும்.

மிக உயர் ஊடுபரவல் அழுத்தங்களைக் கொண்ட கரைசல்களில், கரைபொருளின் மூலக்கூறுகளும் சிறிய பருமனுடைய

துகள்களாகப் பிரிகிறது எனக் கருதலாம்; ஊடுபரவல் அழுத்தம் கரைபொருளின் எடையைச் சார்ந்து இல்லாமல் கரைசலின் ஒரு அலகு கனஅளவிலுள்ள துகள்களின் எண்ணிக்கையையே சார்ந்து இருப்பதால், துகள்களின் எண்ணிக்கை அதிகமாகும்போது இதுவும் அதிகரித்தாக வேண்டும்.

இந்த அனுமானத்தை ஸ்வீடன் அறிவியலார் அர்ஹீனியஸ் 1887-ல் முதன் முதலாக வெளியிட்டு அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளினுடைய நீர்க் கரைசல்களின் பண்புகளை விளக்கும் அவரது கொள்கையின் அடிப்படைக் கருத்தை உருவாக்கினர்.[1]

77. கரைசல்களின் மின் கடத்து திறன்

மேலே குறிப்பிட்டது போல (பிரிவு 39-ஐக்காண்க), உருகிய உப்புகள், மற்றும் காரங்கள் மற்றும் உலோகங்கள் ஆகியவை மின்சாரத்தை எளிதில் கடத்துகின்றன. காரங்கள் மற்றும் உப்புகளின் நீர்க் கரைசல்களும் சிறந்த மின் கடத்திகளாக உள்ளன. நீரற்ற அமிலங்கள் மிகவும் அரிதிற் கடத்திகளாக உள்ளன; ஆனல் அமிலங்களின் நீர்க் கரைசல்கள் மின்சாரத்தை நன்கு கடத்துகின்றன. அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்பு களின் கரைசல்கள் பெரும்பாலான பிற நீர்மங்களில் மின் சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை; ஆனல் இதுபோன்ற கரைசல்களில் ஊடுபரவல் அழுத்தம் இயல்பாகவே உள்ளது. இயைபான ஊடு பரவல் அழுத்தத்தைக் கொண்ட சர்க்கரை, ஆல்கஹால், கிளிசரின் ஆகியவற்றின் நீர்க் கரைசல்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை.

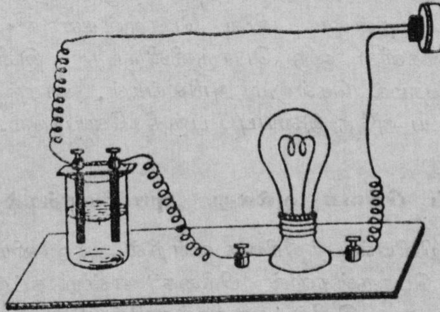
மின்சாரத்துடன் பொருள்கள் வெவ்வேறு முறையில் செயல் படுவதை பின்வரும் சோதனை மூலம் எளிதின் விளக்கலாம்.

இரு கிராஃபைட் அல்லது உலோக மின் முனைகளை, கம்பி களின் மூலம் மின்சாரத்தை வழங்கும் மூலத்துடன் இணைக்கவும் (படம் 66). ஏதேனும் ஒருகம்பியின் இடையே ஒருமின் விளக்கைப்

[1] ஸ்வன்டே அர்ஹீனியஸ் (1859 – 1927) ஸ்டாக் ஹோம் பல்கலைக் கழகத்தின் பேராசிரியர். நோபல் நிறுவனத்தின் இயக்குநர். கரைசல்களின் மின் கடத்து திறனைப்பற்றிய ஆய்வுகளின் முடிவாக, அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளின் கரைசல்களின் மின் கடத்தும் தன்மையை விளக்குவதற்காக மின் பகுப் பிரிகைக் கொள்கை எனப்படும் ஒரு கொள்கையை வெளியிட்டார்.

அர்ஹீனியஸ், வானநூல், காஸ்மிக் இயற்பியல் மற்றும் உயிர்ப் பொருள்களில் நிகழும் முறைகளுக்கு இயற்பு வேதியியல் விதிகளின் பயன்பாடுகள் ஆகியவற்றைப் பற்றியும் பல ஆய்வுகளை நிகழ்த்தினர்.

பொருத்தவும். இது மின் சுற்றில் மின்சாரம் செல்கிறதா இல்லையா என்பதைத் தெரிவிக்க உதவும். மின் முனைகளை உலர் சாதாரண உப்பு அல்லது நீரற்ற சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் இறக்கவும். மின் விளக்கு எரிவதில்லை; ஏனெனில் இப்பொருள்கள் மின்சாரத்தை கடத்துவதில்லை: மின்சுற்று திறந்தே உள்ளது. மின்முனைகளை தூய காய்ச்சி வடித்த நீரில் வைக்கும்போதும் மேற்கண்டதுபோன்றே கண்டறியப்படுகிறது. ஆனால் சிறிதளவு உப்பு அல்லது ஏதேனும் ஒரு அமிலம் அல்லது காரத்தை நீருடன் சேர்த்த உடனேயே மின்விளக்கு நன்கு எரிகிறது. மின்முனைகளை சர்க்கரை அல்லது கிளிசரின் கரைசலினூடே வைத்தால் மின் விளக்கு எரிவதில்லை.



படம் 66

கரைசல்களின் மின் கடத்துத் திறனை ஒப்பிடுவதற்கான அமைப்பு

எனவே, கரைசல்களினூடே, அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளின் நீர்க் கரைசல்கள் மின்சாரத்தை நன்கு கடத்துகின்றன. உலர்ந்த உப்புகள், நீரற்ற அமிலங்கள் மற்றும் காரங்கள் (திண்ம வடிவில்) மின்சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை; தூயநீர் மின்சாரத்தைக் கடத்துவது மிகவும் அரிதே. எனவே, அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளை நீரில் கரைக்கும்போது அவைகளில் ஒருவகைச் சிறப்பான மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன என்பது தெளிவு; அதன் காரணமாக அவற்றின் கரைசல்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்தத் துவங்குகின்றன.

மின்சாரம் கரைசல்களினூடே செல்லும்போது வேதியிய மாற்றங்களை, உருகியநிலை பொருள்களில் நிகழ்த்துவது போல் உண்டாக்குகிறது. இம்மாற்றங்களின் போது கரைசலிலிருந்து கரைபொருள் அல்லது கரைப்பானின் சிதைவுப் பொருள்கள் வெளிப்படுகின்றன. கரைசலில் மின்சாரத்தைக் கடத்தும்

பொருள்களை **மின்பகு பொருள்கள்** (electrolytes) என்கிறோம். அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகள் மின்பகு பொருள் களாகும்.

மின்சாரத்தை ஒரு மின்பகு பொருள் கரைசலின் ஊடே செலுத்தும்போது நிகழும் வேதியிய வினையை **மின்னாற் பகுப்பு** (electrolysis) என்கிறோம். அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளை மின்னாற் பகுக்கும் போது மின்முனைகளில் வெளிப்படும் பொருள்களை ஆய்ந்து பார்த்தால், உலோகங்கள் மற்றும் ஹைட்ரஜன் எப்போதும் எதிர்மின் முனையிலும் அமிலம் அல்லது ஹைட்ராக்சில் உறுப்புகள் நேர் மின்முனையிலும் வெளிப்படு கின்றன; உறுப்புகள் மேலும் மாற்றம் பெறுகின்றன. இவ்வாறு மின்பகுப்பின் முதன்மை விளை பொருள்களாக இருப்பவை, பரிமாற்ற வினைகளில் ஒரு பொருளிலிருந்து இன்னொன்றிற்கு மாற்றம் அடையாமல் செல்லும் அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளினுடைய அதே இயைபுப் பகுதிகளேயாகும்.

78. மின்பகுப் பிரிகை அல்லது அயனியாக்கல் கொள்கை

1887-ல் அறிவியல் பத்திரிகை ஒன்றில் அர்ஹீனியஸ் எழுதிய "நீரில் கரைந்த பொருள்களின் பிரிகை" என்ற கட்டுரை ஒன்று வெளியிடப்பட்டது. இதில், கரைசல்களின் மின் கடத்தும் திறன் பற்றிய அவரது ஆய்வுகளின் முடிவுகளைக் குறிப்பிட்டு கரைசல் களின் மின்கடத்தும் திறனுக்கும் வான்ட்ஹாஃப் மற்றும் ரௌல்ட் விதிகளுக்கு அவை சரியாகப் பொருந்தாமைக்கும் இடையேயான ஒரு நெருங்கிய தொடர்பைச் சுட்டிக்காட்டினர்.

அர்ஹீனியஸ், ஒரு கரைசலின் மின்கடத்துத் திறனை அளந் தறிவதன் மூலம் அதன் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தையும் மற்றும் எண் i-ன் மதிப்பையும் கண்டறிய முடியும் எனக் காட்டினர். மின்கடத்துத் திறன் சோதனைகளிலிருந்து இவரால் பெறப்பட்ட i-ன் மதிப்புகள் அதே கரைசல்களுக்கு வேறு முறைகளில் வான்ட் ஹாஃபினல் கண்டறியப்பட்ட மதிப்புகளுடன் மிகவும் ஒத்தி ருந்தன.

அர்ஹீனியஸின் கொள்கையின்படி, மின்பகுப்பொருள்களின் ஊடுபரவல் அழுத்தம் உயர்ந்து காணப்படுவதற்குக் காரணம் மின்பகு மூலக்கூறுகள் மின்சுமை கொண்ட துகள்களாக பிரிகை யுறுவதேயாகும்; இவற்றை அவர் அயனிகள் (ions) என அழைத்

தார்.[1] இது, கரைசலில் உள்ள துகள்களின் மொத்த எண்ணிக்கையை அதிகரிக்கிறது; எனவே, ஊடுபரவல் அழுத்தமும் அதிகரிக்கிறது. மாருக அயனிகள் உண்டாவதன் காரணமாக, இது கரைசலை மின் கடத்தும் தன்மையுடையதாகச் செய்கிறது.

மேற்குறிப்பிட்ட கட்டுரையில் அர்ஹீனியஸால் வெளியிடப்பட்ட அனுமானங்கள் பின்னுல் அவராலேயே ஆய்ந்தறியப்பட்டு **மின்பகுப் பிரிகை கொள்கை** அல்லது **அயனியாக்கல் கொள்கை** என்ற கொள்கை வடிவைப் பெற்றன.

இக் கொள்கையின் முக்கியக் கருத்துக்கள் பின் வருமாறு:

1. மின்பகுப் பொருள்களை நீரில் கரைக்கும் போது அவற்றின் மூலக் கூறுகள், அயனிகள் எனப்படும் மின் சுமைகொண்ட துகள்களாக அதிக அளவு அல்லது குறைந்த அளவு பிரிகை அடைகின்றன. ஒவ்வொரு பொருளும் இரண்டு வகையான அயனிகளை உண்டாக்குகின்றன. அவை நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் அயனிகளாகும். அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளில் நேர்மின் சுமைகொண்ட அயனிகள் ஹைட்ரஜன் மற்றும் / அல்லது உலோகங்களினுடையவைகளாகும். எதிர்மின்சுமை கொண்ட அயனிகள் அமிலம் மற்றும் அல்லது ஹைட்ராக்ஸில் உறுப்புகளாகும். எடுத்துக்காட்டாக, சாதாரண உப்பின் NaCl படிகங்கள் Na^+ அயனிகளாகவும் Cl^- அயனிகளாகவும் பிரிகின்றன; நைட்ரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறுகள் H^+ அயனிகளாகவும் மற்றும் NO_3^- அயனிகளாகவும் பிரிகின்றன. எனவே, அயனிகள் எளியவைகளாகவும், அதாவது தனித்த அணுவைப் பெற்றவைகளாகவும் (Na^+, Cl^-) மற்றும் NO_3^- போன்று அணுக்களின் தொகுதிகளாகவும் இருக்கலாம்.

ஒரு வகை அயனியின் மீதுள்ள நேர்மின் சுமைகளின் மொத்த எண்ணிக்கை வேருெருவகை அயனியின் மீதுள்ள எதிர்மின் சுமைகளின் மொத்த எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக உள்ளது; எனவே, கரைசல் முழுமையாக நோக்குமிடத்து மின் நடுநிலைத் தன்மையுடன் காணப்படுகிறது.

2. அயனிகள் மின்சுமைகளைக் கொண்டுள்ளன. ஆனுல் மின் நடுநிலை அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் மின்சுமைகளைப் பெற்றிருக்கவில்லை. இது, இவற்றின் பண்புகளிடையே முழுமையான வேற்றுமைகளை உண்டாக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் அயனி சாதாரண வாயு நிலை ஹைட்ரஜனுடன் எவ்விதத்திலும் ஒத்திருப்பதில்லை: பின்னது நீரில் கரைவதில்லை;

[1] இந்த சொல்லை முதன் முதலில் ஃபாரடே சிறிது வேறுபட்ட கருத்தில் பயன்படுத்தினர்.

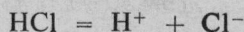
ஆனல் ஹைட்ரஜன் அயனி கரைசலில் மிகுஅளவில் கரைந்திருக்கக் கூடியதாக உள்ளது; சோடியம் அயனி நீருடன் வினைபுரிவதில்லை. ஆனல் உலோக சோடியம் நீருடன் மிகத் தீவிரமாக வினைபுரிந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது. குளோரைடு அயனி, வாயு நிலை குளோரினுக்கு உரிய மணத்தையோ அல்லது நிறத்தையோ அல்லது எவ்விதப் பண்புகளையோ பெற்றிருக்க வில்லை; SO_4^{2-} அயனி கரைசலில் மட்டும்தான் நிலவி இருக்க முடியும்; அதுவும் இவ்வயனி எதிர்மின் சுமையைப் பெற்றிருக்கும் வரைதான் நிலவியிருக்க முடியும். இதுபோன்ற இயைபுடைய வேறு எந்த மின் நடுநிலை மூலக்கூறுகளும் கண்டறியப்படவில்லை. இதனையே ஹைட்ராக்சில் மற்றும் பிற அயனிகளுக்கும் கூறலாம்.

கரைசலினூடே மின்சாரத்தைச் செலுத்தியதும், அயனிகள் இரண்டு எதிர் எதிரான திசைகளில் செல்லத் துவங்குகின்றன. நேர்மின்சுமை கொண்ட அயனிகள் எதிர்மின் முனையை (Cathode) நோக்கிச் செல்கின்றன; எதிர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகள் நேர்மின் முனையை (anode) நோக்கிச் செல்கின்றன. எதிர்மின் முனையை நோக்கி கவரப்படும் நேர்மின் சுமையைக் கொண்ட அயனிகள் **எதிர் அயனிகள்** (Cations) எனப்படும். நேர்மின் முனையை நோக்கி கவரப்படும் எதிர்மின் சுமையை கொண்ட அயனிகள் **நேர் அயனிகள்** (Anions) எனப்படும். அயனிகள் மின் முனைகளை அடைந்ததும் மின்னிறக்கம் பெற்று மின் நடுநிலை அணுக்களாகவோ அல்லது அணுத் தொகுதிகளாகவோ மாறுகின்றன; மின்சுமைகளைக் கொண்டிருந்ததால் பெற்றிருந்த பண்புகளை இழந்து, கரைசலிலிருந்து வெளிப்படவோ அல்லது மேலும் மாற்றத்திற்கு உட்பட்டு புதிய பொருள்களை உண்டாக் கவோ செய்கின்றன.

அர்ஹீனியஸ் கொள்கையில் மிகவும் முக்கியமானது, பொருள் அயனிகளாகப் பிரிவது மின்சாரத்தினுல் செயல்படுத்தப்படுவது அல்ல என்ற கருத்தாகும்; ஆனல் மின்பகுப் பொருளை நீரில் கரைத்ததும் இச் செயல் நிகழ்கிறது. எந்த ஒரு மின்கடத்தும் கரைசலும், மின்பகுப்பு அடைந்து கொண்டிருந்தாலும் இல்லாமல் இருந்தாலும் அயனிகளைப் பெற்றே இருக்கும். கரைசலிலுள்ள அயனிகளை மின் முனைகளை நோக்கி நகரச் செய்வது ஒன்றுதான் மின்சாரத்தின் செயலாகும்; மின்முனைகளில் அயனிகள் மின் சுமைகளை இழக்கின்றன.

கரைப்பானின் செயலினுல் மின்பகுப்பொருள்கள் அயனி களாகப் பிரிவதை **மின்பகுப்பிரிகை** அல்லது **அயனியாக்கல்** என்கிறோம். இதனை வழக்கமான சமன்பாட்டின் வாயிலாகத்

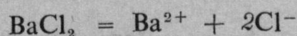
தெரிவிக்கிறோம்; சமன்பாட்டில், பிரிகைபெறும் பொருள்களின் வாய்பாடுகள் இடதுபுறமும் உண்டான அயனிகள் வலதுபுறமும் குறிப்பிடப்படுகின்றன. கரைசலிலுள்ள அயனிகளின் மீதான மின் சுமைகளை + மற்றும் — என்று குறிக்கிறோம். இவ்வாறு, HCl அயனிகளாகப் பிரிகை அடைவது பின்கண்ட சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கப்படுகிறது :



$$HCl = H^{+} + Cl^{-}$$

மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களில் அயனிகள் நிலவியிருப்பது, இவ்வத்தியாயத்தின் தொடக்கத்தில் குறிப்பிட்ட இயல்பற்ற ஊடுபரவல் இயற்பாட்டிற்கான ஒரு எளிய விளக்கத்தைத் தருவதாக உள்ளது. எடுத்துக்காட்டிற்காக, சாதாரண உப்பின் நீர்த்தக் கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைக் கவனித்தோம். இதன் ஊடுபரவல் அழுத்தம் வான்ட்ஹாஃப் விதியின்படி கணக்கிடப்பட்டதை விடப் பெரிதும் இரு மடங்காக இருந்தது. இதற்குக் காரணம் என்ன என்பதை அறிந்து கொள்வது இனிக் கடினமல்ல. சாதாரண உப்பின் "மூலக்கூறு" (சாதாரண உப்பின் படிகங்களில் தனித்தனி மூலக்கூறுகள் கிடையாது என்பது அர்ஹீனியஸ் காலத்தில் அறியப்படவில்லை) கரைசலில் Na^{+} மற்றும் Cl^{-} என இருவகை அயனிகளாகப் பிரிகிறது. கரைந்த எல்லா மூலக்கூறுகளும் அயனிகளாகப் பிரிவு அடைந்துவிட்டால், உண்டான அயனிகளின் எண்ணிக்கை எடுத்துக்கொண்ட மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைப் போல இருமடங்காக இருக்கும். சாதாரண உப்பின் ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு 6.02×10^{23} துகள்களை கொடுக்காமல் இதுபோன்று இரு மடங்குத் துகள்களையே கொடுக்கும். ஊடுபரவல் அழுத்தம், கரைசலில் உள்ள துகள்களின் தன்மையைச் சார்ந்து இல்லாமல் அவற்றின் எண்ணிக்கையையே சார்ந்து இருப்பதால், ஊடுபரவல் அழுத்தமும் இரண்டு மடங்கு அளவிற்கு அதிகரிக்க வேண்டும்.

இதுபோன்றே, பின்கண்டவாறு சிதையும் பேரியம் குளோரைடின் மிக நீர்த்தக் கரைசலின் ஊடுபரவல்



$$BaCl_2 = Ba^{2+} + 2Cl^{-}$$

அழுத்தம், வான்ட் ஹாஃப் விதியின்படி கணக்கிடப்பட்டதை விட மூன்று மடங்கு உயர்வாக உள்ளது; ஏனெனில், கரைசலில் உள்ள துகள்களின் எண்ணிக்கை $BaCl_2$-ன் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைப்போல மூன்று மடங்காக உள்ளது.

இவ்வாறு, மேலெழுந்தவாறு நோக்கும்போது வான்ட்ஹாஃப் விதிக்கு முரணாகத் தோன்றும் மின்பகு பொருள்களினுடைய நீர்க்

கரைசல்களின் சிறப்புப் பண்பை இதே விதியின் அடிப்படையில் விளக்க முடிந்தது.

இருப்பினும், அர்ஹீனியஸ் கொள்கை, கரைசல்களில் நிகழும் இயற்பாட்டின் சிக்கலான தன்மையைப் பற்றி ஏதும் கூறவில்லை. இது அயனிகளை, முழுமையாக தனித்த தன்மையுடன் உள்ளன என்றும் கரைப்பான் மூலக்கூறுகளைச் சார்ந்திருக்கவில்லை என்றும் குறிப்பிடுகிறது. அர்ஹீனியஸ் கொள்கைக்கு, கரை பொருள் மற்றும் கரைப்பானுக்கு இடையேயான இடையீடு பற்றிய கருத்தின் அடிப்படையில் அமைந்த (கரைபொருளின் துகள்கள் கரைப்பானின் துகள்களுடன் இணைதல்) மெண்டலீஃபின் ஹைட்ரேட் கொள்கை முரணாகக் காணப்பட்டது; இவ்விரண்டு கொள்கைகளுக்கும் இடையே காணப்பட்ட இந்த வெளித் தோற்ற முரண்பாட்டை நீக்கிய பெருமை உருஷிய அறிவியலார் காபுலுகோவ்வையே சேரும். அயனிகள் நீரேற்றம் பெறுகின்றன. அதாவது நீர் மூலக்கூறுகளுடன் நிலையற்ற சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன என்ற மிக முக்கிய அனுமானத்தை முதன் முதலில் வெளியிட்டவர் இவரே.[1] இப்போது மறுக்க முடியாத தொன்ருக இருக்கும் இந்த அனுமானம், அர்ஹீனியஸ் மற்றும் மெண்டலீஃப் கொள்கைகளுக்கு இடையேயான வேற்றுமையைப் போக்கி இணையச் செய்தது. பின்னர் அடுத்து நிகழ்ந்த கரைசல்களின் வேதியியல் பற்றிய வளர்ச்சி முழுவதும் மின்பகுப் பிரிகைக் கொள்கை ஹைட்ரேட் கொள்கைக்கு முரணாக இல்லை என்று காட்டுவதோடு மெண்டலீஃப் கருத்துகளின் அடிப்படையில்தான் இப்பிரிகைக் கொள்கை மேலும் வளர்ச்சி பெற முடியும் என்றும் தெரிவிக்கிறது.

79. பிரிகையின் செயல்

மின்பகுப்பிரிகைக் கொள்கை தோன்றிய காலத்திலும், அணுக்கள் பொருளின் பிரிக்க முடியாத மிகச் சிறிய துகள்கள் என்றே கருதப்பட்டு வந்தது. நீண்ட காலத்திற்குப் பிறகே அணுக்களின் சிக்கலான அமைப்புப்பற்றிய கருத்துத் தோன்

[1] ஐவான் அலெக்ஸ்யேவிச் காபுலுகோவ் (1857-1942) பல ஆண்டுகளாக கரைசல்களின் மின் கடத்துத் திறன் பற்றி ஆய்ந்தார். இவ்வாய்வுகளில் இருந்து பெறப்பட்ட இவரது கருத்துரையை வேதியியச் சமநிலை தொடர்பான கரைசல்களின் தற்காலக் கொள்கைகள் (வான்ட்ஹாஃப் மற்றும் அர்ஹீனியஸ் உடைய) என்ற தலைப்பில் வெளியிட்டார். இது இவருக்கு டாக்டர் பட்டத்தை தேடித் தந்தது. இது உருஷியாவில் இயற்புவேதியியல் வளர்ச்சிக்குப் பெரிதும் காரணமாக இருந்து மின்பகுப்பிரிகைக் கொள்கை மேலும் விரிவாக்கப்படுவதற்கும் காரணமாக அமைந்தது.

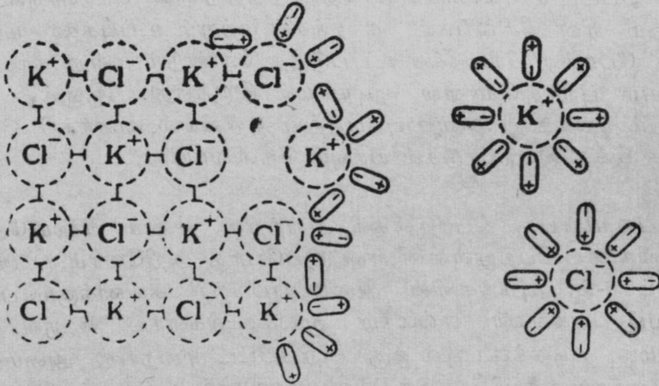
றியது. இக்காரணத்தினால்தான், அப்போது, மின் நடுநிலை மூலக்கூறுகளின் பிரிகையினால் உண்டான துகள்களின் மீது காணப்பட்ட மின்சுமைகளின் தோற்றத்திற்கான காரணத்தையும் மற்றும் ஏன் அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளை மட்டும் இது போன்ற பிரிகைக்கு உட்படுத்த வேண்டும் என்ற காரணத்தையும் புரிந்துகொள்ள முடியாமல் இருந்தது. ஆனால், அணு மற்றும் மூலக்கூறு அமைப்புப்பற்றிய அறிவியல், வளர்ச்சி பெற்ற பிறகு இந்த இயற்பாடுகள் யாவும் தெளிவாயின.

பல மின்பகு பொருள்கள் அவற்றின் திண்ம நிலையிலேயே அயனிகளைப் பெற்றுள்ளன என இப்போது அறிவோம். அத்தியாயம் 6-ல் படிகங்களின் அமைப்புப்பற்றி கவனிக்கும்போது, உப்புப் படிகங்கள் எல்லாம் மூலக்கூறுகளால் உருவாக்கப் படாமல், படிகக்கூட்டில் ஒரு குறிப்பிட்ட முறையில் அமைக்கப் பட்ட மற்றும் நிலைமின் கவர்ச்சி விசைகளினால் அதனதன் இடத்தில் நிறுத்தி வைக்கப்பட்ட தனித்தனி நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் அயனிகளால் ஆனவை எனக் குறிப்பிடப்பட்டது. பல திண்ம காரங்கள் இதுபோன்ற அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, இதுபோன்ற மின்பகு பொருள்களை நீரில் கரைக்கும்போது, அயனிகள் கரைசலினூடே தனித்தனி துகள்களாகச் செல்லக் கூடும் என்றும் மின் நடுநிலை மூலக்கூறுகளாகச் செல்லாது என்றும் எதிர்பார்க்கப்படுவது இயற்கையே. ஏனெனில், திண்ம மின்பகு பொருளில் மூலக்கூறுகள் இல்லை. அயனிகளே உண்டு.

படிகங்கள் உடைந்து தனித்தனி அயனிகளாகப் பிரிவது தெளிவாகப் பின்வரும் முறையில் நிகழ்கிறது. நீர் மூலக்கூறுகள் ஓரளவு முனைவுத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன; இவற்றை இரு முனையிகள் (dipoles) என்கிறோம். ஏதேனும் ஒரு உப்பின் ஒரு படிகம், எடுத்துக்காட்டாக, பொட்டாசியம் குளோரைடின் ஒரு படிகம் நீருடன் தொடர்பு பெறும்போது, அதன் பரப்பிலுள்ள அயனிகள் நீரின் முனைவு மூலக்கூறுகளைக் கவர்ந்து ஈர்க்கத் தொடங்குகின்றன (படம் 67). பொட்டாசியம் அயனிகள் நீர் மூலக் கூறுகளின் எதிர்மின் முனையிகளையும் குளோரைடு அயனிகள் அவற்றின் நேர்மின் முனையிகளையும் கவர்கின்றன. அயனிகள் நீர் மூலக்கூறுகளைக் கவருமானால் அதே விசையில் நீர் மூலக்கூறு களும் அயனிகளைக் கவரும்.

அதே சமயத்தில், கவரப்பட்டுள்ள நீர் மூலக்கூறுகளை இயக்கத்தில் உள்ள பிற மூலக்கூறுகள் தாக்கக்கூடும். இத் தாக்குதல்கள் படிகங்களிலிருந்து அயனிகளைப் பிரித்து அவற்றை

கரைசலினூடே செலுத்துவதற்கு மிகவும் போதுமானதாக உள்ளன. முதல் அயனிகளின் அடுக்கு பிரிக்கப்படுவதை அடுத்து



படம் 67

ஒரு உப்பு கரைக்கப்படுவதின் வழிமுறை

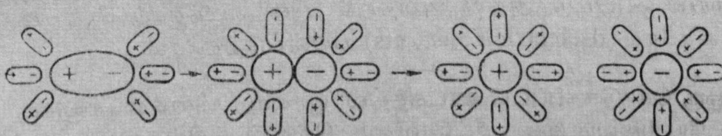
இரண்டாவது அடுக்கு பிரிக்கப்படுகிறது. இவ்வாறு படிகம் மெதுவாகக் கரைகிறது.

அயனிகள் கரைசலினூடே சென்ற பிறகு நீர் மூலக்கூறு களுடன் இணைந்தவாறே தங்கி இருக்கலாம். இந்நிலையில் இவை **அயனி ஹைட்ரேட்டுகளை** (ionic hydrates) உண்டாக்கு கின்றன. இதுபோன்ற ஹைட்ரேட் அயனிகள் நிலவியிருப்பது பல எடுத்துக்காட்டுகளில் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. எடுத்துக் காட்டாக, கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனிகள் எப்போதும் ஒரு நீர் மூலக்கூறுடன் இணைந்தே காணப்படுகின்றன; ஒவ்வொன்றும் ஒரு ஹைட்ரோனியம் அல்லது ஆக்ஸோனியம் அயனியை H_3O^+ உண்டாக்குகிறது. பல உலோகங்களின் அயனிகளும் கரைசலில் நீரேறிய நிலையில் காணப்படுகின்றன. எதிர் அயனிகள் **(cations)** பொதுவாக நேர் அயனிகளை விடப் பருமனில் சிறியவை; எனவே, எதிர் அயனிகள் நீர் மூலக்கூறுகளை மிகவும் நன்றாகக் கவர்ந்து ஈர்க்கின்றன; எதிர் அயனியின் ஆரம் எந்த அளவிற்குச் சிறிய தாக உள்ளதோ அந்த அளவிற்கு நீரேறிய அயனியிலுள்ள நீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் குறைவாக இருக்கும். சிறிய பெரிலியம் எதிர் அயனி Be^{2+} ஒரு டெட்ராஹைட்ரேட்டையும் $[Be(H_2O)_4]^{2+}$, பெரிய Mg^{2+} மற்றும் Al^{3+} எதிர் அயனிகள் முறையே $[Mg(H_2O)_6]^{2+}$ மற்றும் $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ என்ற ஹெக்சா ஹைட்ரேட்டுகளையும் உண்டாக்குகின்றன; K^+ போன்ற பெரிய எதிர் அயனிகள் மேலும் அதிக அளவில் நீரேற்றம் பெற்றுக் காணப்படுகின்றன.

எனவே, பிரிகையின்போது, சரியாகக் குறிப்பிடவேண்டுமானல், அயனிகள் உண்டாகாமல் அயனிகள் மற்றும் கரைப்பான் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயான சேர்மங்களே (அயனி ஹைட்ரேட்டுகள்) உண்டாகின்றன எனக் கொள்ளவேண்டும். இருப்பினும், எளிமையை முன்னிட்டு, அயனியாக்கல் சமன்பாடுகளில் அயனிகளின் ஹைட்ரேட்டுகளுக்குப் (பொதுவாக சால்வேட்டுகள்) பதிலாக அயனிகளின் வாய்ப்பாடுகளையே பொதுவாகக் குறிப்பிடுகிருேம்; ஏனெனில், அயனிகளின் நீரேற்றவீதம், அதாவது அவற்றுடன் இணைந்துள்ள நீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை பெரும்பாலும் அறியப்படாததாக உள்ளது; மேலும் கரைசலின் அடர்வு மற்றும் பிற நிபந்தனைகளைப் பொருத்து இது மாறுபடலாம்.

கரைசலில் அயனிகள் அல்லது அவற்றின் ஹைட்ரேட்டுகள் இடைவிடாது ஒழுங்கற்ற முறையில் இயங்கிக் கொண்டே இருக்கின்றன. மோதலின்போது இவை நீரேறிய மூலக்கூறுகளுடன் கூடலாம்; இவை மீண்டும் அயனிகளாகப் பிரியலாம். கரைசலின் அடர்வு அதிகமாக இருக்கும் அளவிற்கு அயனிகள் மோதலின் பங்கு பெறுவதும் அடிக்கடி நிகழும். எனவே, கரைசல்கள், முக்கியமாக அடர் கரைசல்கள், அயனிகளோடு அயனியாகாத மூலக்கூறுகளையும் பெற்றிருக்கலாம்.

நீர்க் கரைசல்களில், அயனிப்படிகக்கூடு அமைப்பைக் கொண்ட பொருள்கள் சிதைவதோடு, முனைவு மூலக்கூறுகளைக் கொண்ட பல பொருள்களும் சிதைவடைகின்றன. முனைவு மூலக்கூறுகள் சிதைவு அடைவது படம் 68-ல் விளக்கப்பட்டுள்ளது. முனைவு மூலக்கூறுகளின் ஓரங்களில் கவரப்பட்ட நீர்மூலக்கூறுகள் அதனை நீளும்படிச் செய்து, அதன் முனையிகளை விலகும்படிச் செய்கிறது; இதனல் முனைவு மூலக்கூறு தனித்தனி அயனிகளாகப் பிரிகிறது. நேர்மின் சுமை கொண்ட அயனி புரோட்டானகை இருப்பின் (ஹைட்ரஜன் அணுக்கரு) அது ஒரு நீர் மூலக்கூறுடன் நிலையாக இணைந்து ஆக்ஸோனியம் அயனியாக H_3O^+ மாறுகிறது.



படம் 68

கரைசலில் முனைவு மூலக்கூறுகள் பிரிகை அடைதல்

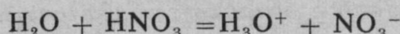
எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் குளோரைடை நீரில் கரைத்தால், நிகழும் வேதியிய வினை பின்வருமாறு:



$$H_2O + HCl = H_3O^+ + Cl^-$$

இவ்வினையில், ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் அணுக்களுக்கிடையே உள்ள முனைவு சகப்பிணைப்பு, எலெக்ட்ரான் இணை முழுவதுமாக குளோரின் அணுவுடன் இருக்குமாறு பிளவு அடைகிறது. குளோரின் அணு குளோரைடு அயனியாக Cl^- மாறுகிறது. புரோட்டான் நீர் மூலக்கூறினுடைய ஆக்ஸிஜனின் எலெக்ட்ரான் ஷெல்லில் பொதிந்து ஆக்ஸோனியம் அயனியாக H_3O^+ மாறுகிறது.

இதனை ஒத்த வேதியிய வினை பிற அமிலங்களை நீரில் கரைக்கும் போதும் நிகழ்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, நைட்ரிக் அமிலம் கரைவதைக் காண்போம்.



$$H_2O + HNO_3 = H_3O^+ + NO_3^-$$

80. பல்வேறு கரைப்பான்களின் அயனியாக்கும் திறன்

இதுவரை நீர்க்கரைசல்களில் பிரிகை நிகழ்வதை மட்டுமே கவனித்தோம். நீரல்லாமல், ஃபார்மிக் அமிலம், ஈத்தைல் ஆல்கஹால் மற்றும் அசிட்டோன் போன்ற கரைப்பான்களிலும் மின் பகுப்பொருள்கள் பிரிகை அடைகின்றன; ஆனால் பிரிகை குறைந்த வீதத்தில் நிகழ்கிறது. இதுபோன்ற கரைப்பான்கள் **அயனியாக்கும் கரைப்பான்கள்** எனப்படும். இவற்றின் மூலக்கூறுகள் நீர் மூலக்கூறுகளைப்போலவே, முனைவுத்தன்மை கொண்டவைகளாகும். மாறாக, முனைவுத் தன்மையில்லாத அல்லது சிறிதே முனைவுத்தன்மையைக் கொண்ட பென்சீன், ஈத்தர் மற்றும் கார்பன்டை சல்ஃபைடு போன்ற கரைப்பான்களில் அயனியாதல் நிகழ்வதில்லை.

பல்வேறு கரைப்பான்களின் அயனியாக்கும் திறனை சிறந்த முறையில் ஒப்பிட்டு அறிய அவற்றின் மின் கடத்தாப் பொருள் மாறிலிகளைப் (dielectric constants) பயன்படுத்தலாம்.

ஒரு கொடுக்கப்பட்ட ஊடகத்தில் இரண்டு மின்சுமைகளுக்கு இடையே நிலவும் இடையீட்டு விசை வெற்றிடத்தில் இருப்பதை விட எத்தனை மடங்கு குறைவாக உள்ளது என்பதைக் காட்டும் மதிப்பே மின்கடத்தாப் பொருள் மாறிலி ஆகும். ஒரு கரைப்பானின் மின் கடத்தாப் பொருள் மாறிலியின் அதன் மூலக்கூறுகளின்

முனைவுத் தன்மையுடன் நெருங்கிய தொடர்பைப் பெற்றுள்ளது. சில திரவங்களின் மின் கடத்தாப் பொருள் மாறிலியின் உயர் மதிப்பிற்குக் காரணம் அவற்றின் மூலக்கூறுகள் உயர் இரு முனைத் திருப்புத் திறன்களைப் பெற்றிருப்பதேயாகும். 25°C-ல் சில கரைப்பான்களின் மின் கடத்தாப்பொருள் மாறிலிகள் அட்டவணை 10-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 10

சில கரைப்பான்களின் மின்கடத்தாப் பொருள் மாறிலிகள்

பொருள்	மின் கடத்தாப் பொருள் மாறிலி	பொருள்	மின் கடத்தாப் பொருள் மாறிலி
நீர்	78·3	குளோரஃபார்ம்	4·724
ஃபார்மிக் அமிலம்	57·9 (20°Cல்)	ஈத்தர்	4·22
எத்தில் ஆல்கஹால்	25·2	கார்பன்டை சல்ஃபைடு	2·625
அசிட்டோன்	20·74	பென்சீன்	2·275

சாதாரணக் கரைப்பான்களில் மிக உயர் மின் கடத்தாப் பொருள் மாறிலியைப் பெற்றிருப்பது நீர் ஆகும்; அதே சமயத்தில் நீர் சிறந்த அயனியாக்கும் கரைப்பானாகவும் உள்ளது. நீரின் மின் கடத்தாப் பொருள் மாறிலி 78·3-க்குச் சமமாகும். இதன் பொருள், நீர்க்கரைசல்களில், மின்சுமை கொண்ட அயனிகளுக்கு இடையேயான இடையீட்டு விசை உரிய படிகங்களில் நிலவியிருப்பதைவிட 78·3 மடங்கு குறைவாக இருக்கிறது என்பதாகும். அயனியாக்கலை நடைபெறச் செய்யாத ஊடகங்களான ஈத்தர், பென்சீன் மற்றும் கார்பன் டை சல்ஃபைடின் மின் கடத்தாப் பொருள் மாறிலிகள் மிகவும் குறைந்த மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. இலேசாக அயனியாக்கும் தன்மை கொண்ட ஆல்கஹால், அசிட்டோன் மற்றும் பிற கரைப்பான்களின் மின் கடத்தாப் பொருள் மாறிலிகளின் மதிப்புகள் இடைப்பட்டுக் காணப்படுகின்றன.

நீரல்லாத கரைப்பான்களின் அயனியாக்கும் திறன்பற்றிய ஆய்வுகளை காபுலுகோவ் தொடங்கி வைத்தார். இவர் 1889-ல்

முதன் முதலில் டை ஈத்தைல் ஈத்தர் அல்லது அமைல் ஆல்கஹாலில் கரைக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் மின் கடத்தும் திறனை அளந்தறிந்தார். இதன் பிறகு, பல வேதியியலார் நீரல்லாத கரைசல்களைப் பற்றி ஆராய்ச்சி நடத்த தொடங்கினர். அவர்களின் ஆய்வுகளின் பயனாக, மின் பகுப்பிரிகைக் கொள்கை ஒரு புதிய முறையில் விரிவாக்கப்பட்டது. கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள் மீது ஊடகம் காட்டும் அயனியாக்கும் செயல் தெளிவாயிற்று.

81. கரைசல்களின் ஊடே மின்சாரம் செல்வதில் வழிமுறை

தற்காலக் கருத்துக்களின்படி, மின் மூலத்தின் எதிர்மின் முனையிலிருந்து நேர்மின் முனையை நோக்கி எலெக்ட்ரான்களின் ஓட்டம் நகர்வதே உலோகக் கடத்திகளில் காணப்படும் மின்சாரம் ஆகும்.

ஒரு மின் மூலம், எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு கால்வானிக் மின் கலம் என்பது, அதன் எதிர்மின் முனையில் நேர்மின் முனையைவிட அதிக எலெக்ட்ரான்களின் சேகரிப்பையும், அதன் காரணமாக அதிகஎலெக்ட்ரான் அழுத்தத்தையும் பெற்றுள்ள ஒருகருவியாகும். மின்கலத்தின் முனைகளை ஒரு உலோகக் கம்பியால் இணைத்தால், ஒரு வாயு அதிக அழுத்தமுடைய இடத்திலிருந்து குறைந்தஅழுத்தமுடைய இடத்திற்குச் செல்வதுபோல், அழுத்தம் காரணமாக எலெக்ட்ரான்கள் உலோகக் கம்பி வழியாக எதிர்மின் முனையிலிருந்துநேர்மின் முனைக்குச் செல்லத் தொடங்குகின்றன. எதிர் மின் முனையிலிருந்து விடுபட்டுச் செல்லும் எலெக்ட்ரான்கள், மின்சார மூலத்தின் செலவீட்டால் உடனடியாக நிரப்பப்படுவதால், மின்முனைகளை இணைக்கும் மின் கடத்தியின் வழியாக எலெக்ட்ரான்கள் தொடர்ச்சியாகச் சுற்றிக்கொண்டே இருக்கின்றன. மின்சாரம் மூலம் அதன் நேர்மின் முனையின் வழியாக எலெக்ட்ரான்களை உறிஞ்சிக்கொண்டு எதிர்மின் முனை வழியாக மின் கடத்தியினூடே செலுத்தி ஒரு பம்பு போலச் செயல்படுகிறது.

கம்பியை வெட்டினால், கம்பியின் வெட்டப்பட்ட முனைகளில் ஏதேனும் ஒன்றில் மிகையளவு எலெக்ட்ரான்கள் சேகரமடைந்து அதனை எதிர் மின் சுமையுடையதாக்குகின்றன. மற்றொரு முனையில் எலெக்ட்ரான் குறைவு காரணமாக நேர்மின் சுமை உண்டாகி மின் கடத்தியினூடே எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கம் நின்றுவிடுகிறது.

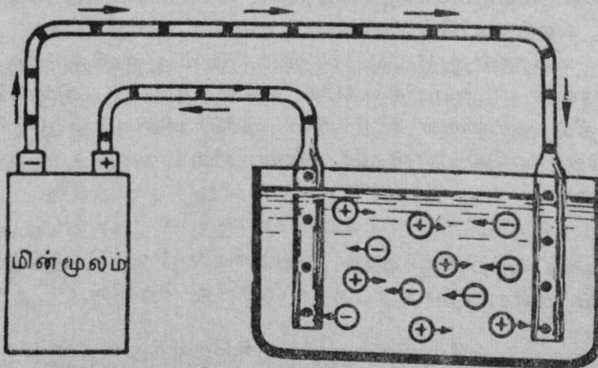
இனி, ஒரு மின்சார மூலத்துடன் இணைக்கப்பட்ட இரண்டு மின் முனைகள், நேர்மின் முனை ஒன்றும் எதிர்மின் முனை ஒன்றும் ஒரு மின்பகு பொருளின், எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக் கரைசலில் வைக்கப்பட்டிருப்பதாகக் கொள்க. நீர், அதுவாக ஒரு மின் கடத்தி அல்ல; இதனூடே எலெக்ட் ரான்கள் கம்பியினூடே இயங்குவது போன்று இயங்க முடியாது; ஆனால் கரைசலிலுள்ள அயனிகள் மின் முனைகளினால் கவரப்பட்டு உடனடியாக நேர்மின் அயனிகள் எதிர்மின் முனையை நோக்கியும் எதிர்மின் அயனிகள் நேர்மின்முனையை நோக்கியும் செல்லத் தொடங்குகின்றன (படம் 69). நேர்மின் அயனிகள் எதிர்மின் முனையை அடைந்ததும் அவற்றிற்குத் தேவையான எலெக்ட்ரான் களை ஏற்றுக்கொண்டு மின் நடுநிலை அணுக்களாக மாறிவிடு கின்றன. அதே சமயத்தில் எதிர்மின் அயனிகள் அவை பெற் றிருக்கும் அதிக எலெக்ட்ரான்களை நேர்மின் முனையிடம் கொடுத்துவிட்டு மின் நடுநிலை அணுக்களாகவோ அல்லது உறுப்பு களாகவோ மாறிவிடுகின்றன. எதிர்மின் முனையிலிருந்து அயனி களுக்கும் அயனிகளிலிருந்து நேர்மின் முனைக்கும் எலெக்ட்ரான்கள் தொடர்ந்து சென்றுகொண்டே இருப்பதால், மின்சார மூலத்தின் முனைகளை மின் முனைகளுடன் இணைக்கும் கம்பிகள் வழியாக எலெக்ட்ரான்கள் செல்வது வலிவு பெறுகிறது. ஆனால், கரைசலினூடே நிகழும் இயக்கம் எலெக்ட்ரான்களினால் அல்ல; எதிர்மின் மற்றும் நேர்மின் சுமைகளின் இயக்கமேயாகும். உண்மையில் எதிர்மின்சுமை கொண்ட அயனிகளினால் நேர்மின் முனைக்கு வழங்கப்படும் எலெக்ட்ரான்கள் எதிர்மின் முனை யினின்று கரைசலினூடே சென்றவை அல்ல எனினும் மற்றும் எதிர்மின்சுமை அயனிகளுக்கே உரியதாக இருப்பினும் தோற்றத்தில் அயனிகள் எதிர்மின் முனைகளிலிருந்து நேர்மின் முனைகளுக்கு எலெட்ரான்களை கரைசலின் ஊடே எடுத்துச் செல்கின்றன.

மேற்கண்டவற்றிலிருந்து, அயனிகளைப் பெற்றில்லாத கரைசல்கள் மின்சாரத்தை கடத்தா என்பது தெளிவு.

ஒரு கரைசலினூடே மின்சாரத்தைச் செலுத்துவதன் காரண மாக அயனிகள் இயங்குவதை ஒரு சோதனையின் மூலம் விளக்க லாம். இதற்காக, நிறமுடைய அயனிகளைக் கொண்ட உப்புகளைப் பயன்படுத்துவது வசதியாக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, நீல நிற காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலை எடுத்துக்கொள்க. இக் கரைசலின் நீல நிறத்திற்குக் காரணம் SO_4^{2-} அயனி அல்ல. ஏனெனில், இந்த அயனியைக் கொண்டுள்ள பல கரைசல்கள்

(எ. கா. H_2SO_4, Na_2SO_4, $ZnSO_4$ கரைசல்கள்) நிறமற்றவைகளாக உள்ளன. மாருக, குப்ரிக் உப்புகளின் நீர்த்தக் கரைசல்கள் நீல நிறத்துடன் காணப்படுகின்றன. எனவே, நீல நிறத்திற்குக் காரணம் குப்ரிக் அயனியே (அல்லது அதன் ஹைட்ரேட்) என முடிவு கொள்ளலாம்.

இவ்வயனிகள் இயங்குவதைக் கண்டறிய, சற்றுச் சூடான நீரில் கரைத்த மயில்துத்தத்தின் கரைசலுடன் சிறிது அகர் (கடற்பாசிகளிலிருந்து பெறப்பட்ட ஒரு கரிமப் பொருள்) சேர்த்து ஒரு U–வடிவக் குழாயில் வைக்கப்படுகிறது (படம் 70). உணரக் கூடிய அளவில் அயனிகளின் இயக்கத்தைத் தடுக்காத ஒரு ஜெல்லியாக கரைசல் குளிர்வடைகிறது. U-குழாயின் இரு புறங்களிலும் ஜெல்லிக்கு மேலாக உள்ள இடத்தில் அகர் சேர்க்கப்பட்ட நிறமற்ற பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டின் கரைசல் நிரப்பப்படுகிறது. மின்சாரத்தைச் செலுத்தினல், நீல நிற குப்ரிக் அயனிகள் எதிர்மின் முனேயை நோக்கிச் சென்று, U-குழாயின் இடது புக்கத்திலுள்ள நிறமற்ற அகர் அடுக்கைக் கீழிருந்து மேலாக படிப்படியாக நீலநிறம் பெறும்படிச் செய்கிறது. அதே சமயத்தில், குழாயின் வலது கையில் நீல நிறம் மற்றும் நிறமற்ற கரைசல்களுக்கு இடையேயான எல்லேக்கோடு கீழாக இடம் பெயர்கிறது.

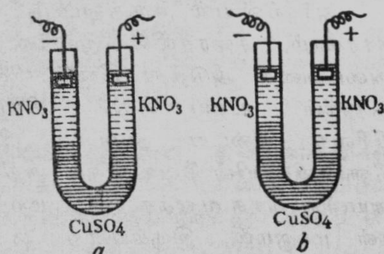


⊕ எதிர் அயனி ⊖ நேர் அயனி ● எலெக்ட்ரான்

படம் 69

கரைசலின் ஊடே மின்சாரம் செல்வதின் வழிமுறை

வெப்பநிலை, மின்அழுத்தம் மற்றும் அயனிகளின் தன்மை ஆகியவற்றைப் பொருத்து. அயனிகள் வெவ்வேறு திசை வேகங்களுடன் இடம் பெயர்கின்றன. வெப்பநிலையும் மின்னழுத்தமும் எந்த அளவிற்கு அதிகமாக உள்ளனவோ அந்த அளவிற்கு அயனிகளும் வேகமாக இயங்குகின்றன. மிகவும் வேகமாக இயங்குபவை ஹைட்ரஜன் அயனிகள்; இவை மிக மெதுவாக இயங்கினாலும், இவற்றின் திசை வேகம் 18°C-ல் மற்றும் ஒரு வோல்ட்/செ.மீ. மின்னழுத்தத்தில் 0·2 செ.மீ./நிமிடம், இதே சூழ்நிலைகளில் பிற அயனிகளின் திசை வேகங்கள்.



படம் 70

$CUSO_4$ கரைசல்களையுடைய U குழாய்கள்: a-மின்சாரத்தைச் செலுத்துமுன், b-மின்சாரத்தைச் செலுத்தியதும்

OH^- — *0·11* செ.மீ./நி. **Na^+**—*0·027* செ.மீ./நி. **Cl^-** —*0·0415* செ.மீ./நி., **NO_3^-** — *0·039* செ.மீ./நி.

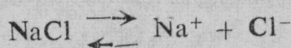
82. அயனியாக்கல் வீதம்

பிரிவு 78-ல் குறிப்பிட்டதுபோல், மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களின் ஊடுபரவல் அழுத்தம் மிக உயர்வாகக் காணப்படுவதற்குக் காரணம் அவற்றின் மூலக்கூறுகள் அயனிகளாகப் பிரிகை அடைவதேயாகும். கரைந்த எல்லா மூலக்கூறுகளும் அயனிகளாகப் பிரிகை அடைந்திருப்பின், மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களில் காணப்படும் ஊடுபரவல் அழுத்தம், மின்பகாப்பொருள்களின் சம மூலக்கூறு கரைசல்களில் எப்போதும் ஒரு முழு எண் மடங்களவில் அதிகமாக இருக்கும். ஆனால், பல்வேறு உப்புகளின் கரைசல்களுக்கு எண் i-ன் மதிப்பை நிர்ணயிக்கும்போது, i-ன் மதிப்பு பின்னங்களில் கிடைக்கின்றது என்றும், இருப்பினும் கரைசல் நீர்த்ததாகும்போது 2,3,4... என்ற முழு எண்களை நெருங்குகிறது என்றும் வான்ட் ஹாஃப் கண்டறிந்தார்.

இக்கருத்துக்களை விளக்கும்பொருட்டு, சாதாரணக் கரைசல்களில் பகுதியளவு மூலக்கூறுகள் மட்டுமே அயனியாக்கப்படுகின்றன என அர்ஹீனியஸ் தெரிவித்தார். மேலும், கரைசலின் அடர்வு அதிகமாக இருக்கும்போது அயனியாக்கப்பட்ட மூலக்கூறுகளின் விகிதம் குறைவாகவே உள்ளது.

அர்ஹீனியஸ் கருத்துப்படி, முழுமை பெருத பிரிகைக்குக் காரணம், கரைசலில் மூலக்கூறுகள் அயனிகளாகப் பிரிகை அடைவதை அடுத்து மீளும் வினையான அயனிகள் கூடி மூலக் கூறுகள் உண்டாவதும் நிகழ்வதாகும். மூலக் கூறுகள் பிரிகை அடைய அடைய, பிரிகை வீதம் குறையும்போது மீளும் வினையின் வேக வீதம் அதிகரிக்கிறது. இதன் விளைவாக, அயனியாகாத மூலக்கூறுகள் மற்றும் அயனிகளின் சார்பு அளவு கள் மாருமல் இருக்கின்ற ஒரு சமநிலை எய்தப்படுகிறது; அதாவது பிரிகை முழுமை பெறுவதில்லை.

எனவே, மற்ற பிரிகையைப் போன்றே மின்பகுப் பிரிகையும் ஒரு மீளும் வினையாக உள்ளது. இதனைத் தெரிவிக்க = என்ற குறியீட்டிற்குப் பதிலாக $\rightleftharpoons$ என்ற குறியீடு பயன்படுத்தப் படுகிறது. எடுத்துக்காட்டு:



$$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$$



$$KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$$

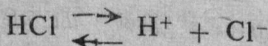
அமிலங்கள், எடுத்துக்காட்டாக HCl அயனியாதலைப் பின் கண்டவாறு தெரிவிக்க வேண்டும்:



$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$$

முன் வினையின் போது HCl மூலக்கூறிலிருந்து ஒரு புரோட் டான் பிரிந்து ஒரு நீர் மூலக்கூறுடன் கூடி H_3O^+ அயனி உண்டாகிறது. பின் வினையின்போது, H_3O^+ அயனியிலிருந்து ஒரு புரோட்டான் பிரிந்து Cl^- அயனியுடன் கூடி ஒரு HCl மூலக்கூறு உண்டாகிறது. குளோரைடு அயனி ஆக்சோனியம் அயனியுடன், H_3O^+ செயல்படுவது போலவே நீர் மூலக்கூறு, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுடன் செயல்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு அயனியாகும் சமன்பாட்டை எளிய முறையில் பின்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்.



$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

இருப்பினும், இதுபோன்று எழுதும்போது (இனி குறிப்பிடும் போது இதுபோன்றே குறிப்பிடுவோம்) அமிலங்கள் பிரிகை

அடைவது அவற்றின் மூலக்கூறுகள் அயனிகளாகப் பிரிகை பெறுவது போன்றே எளியச் சிதைவு அல்ல என்றும் நீர் மூலக் கூறுகள் பங்கு பெறும் ஒரு சிக்கலான வேதியிய விணையாகும் என்றும் நினைவில் கொள்ள வேண்டும்.

அயனியாக்கப்பட்ட மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கும் கரைக்கப்பட்ட மொத்த மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கும் உள்ள விகிதம் மின்பகு பொருளின் அயனியாதல் வீதம் எனப் படும். எடுத்துக்காட்டாக, கரைக்கப்பட்ட 100HCl மூலக்கூறு களில் 78 மூலக்கூறுகள் அயனிகளாகப் பிரிகைப் பெற்றிருப்பின், அயனியாதல் வீதம் 0·78 அல்லது 78% ஆகும். எனவே, அயனி யாதல் வீதம் கரைந்த மூலக்கூறுகளில் அயனிகளாகப் பிரிந்த மூலக்கூறுகளின் விகிதத்தைக் காட்டுவதாக உள்ளது.

அயனியாதல் வீதம, கரைந்த மின்பகு பொருளின் தன்மை மற்றும் கரைசலின் அடர்வு ஆகியவற்றைச் சார்ந்து காணப்படு கிறது: **எந்த ஒரு மின்பகு பொருளின் கரைசலையும் நீர்க்கும் போது, அதன் அயனியாதல் வீதம் அதிகரிக்கிறது.** அதாவது, கரைசலில் அயனியாகாத மூலக்கூறுகளுக்கும் அயனிகளுக்கும் இடையே நிலவியிருக்கும் சமநிலே அயனிகள் உண்டாகும் திசை யில் பெயர்வு அடைகிறது. இது போன்ற சமநிலேப் பெயர்வு லீச்சேட்டிலியர் கொள்கையுடன் முழுமையாக ஒத்திருக்கிறது என்பதை நிரூபிப்பது கடினமல்ல. உண்மையில், கரைசலுடன் நீரைச் சேர்த்து நீர்க்கும்போது மூலக்கூறுகள் மற்றும் அயனிகள் ஆகிய துகள்களின் அடர்வைக் குறைக்கச் செய்கிறோம். எனவே, ஊடுபரவல் அழுத்தம் குறைகிறது. ஆனல், அழுத்தம் குறைவது, மீண்டும் அழுத்தத்தை அதிகரிக்கும் திசையில், அதாவது அயனி களின் எண்ணிக்கை அதிகமாகும்படி சமநிலேயைப் பெயர்வு அடையச் செய்யவேண்டும்.

அயனியாதல் வீதம் கரைசலின் அடர்வைச் சார்ந்து இருப்ப தால், எந்த ஒரு மின்பகு பொருளின் அயனியாதல் வீதத்தைக் குறிப்பிடும்போதும் அடர்வைக் குறிப்பிடுவது அவசியமாகும்.

மின்பகு பொருள்களின் அயனியாதல் வீதத்தின் மதிப்புகளை பல்வேறு முறைகளில் நிர்ணயிக்கலாம். கரைசலின் ஐசோடானிக் எண்ணை நிர்ணயிப்பதின் அடிப்படையில் அமைந்த ஒரு முறையைக் கவனிப்போம்.

ஐசோடானிக் எண் *i*, மேலே குறிப்பிட்டபடி, கரைசலின் ஒரு மின்பகுப் பொருளின் ஊடுபரவல் அழுத்தம், கொதிநிலே

உயர்வு, மற்றும் உறைநிலைத் தாழ்வு ஆகியவற்றின் கண்டறியப் பட்ட மதிப்புகள் கரைபொருள் பிரிகை பெறவில்லை என்ற அனுமானத்தின்படி அறிமுறையின் அடிப்படையில் கணக்கிடப் பட்ட மதிப்புகளைவிட எத்தனை மடங்கு அதிகமாக உள்ளன என்பதனைக் காட்டுகிறது.

$$i = \frac{P'}{P} = \frac{\Delta t'_{b.p.}}{\Delta t'_{b.p.}} = \frac{\Delta t'_{f.p.}}{\Delta t_{f.p.}}$$

இம்மதிப்புகள் எல்லாம் கரைசலிலுள்ள துகள்களின் எண்ணிக்கையுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் உள்ளதால், ஐசோடானிக் எண், கரைசலிலுள்ள மூலக்கூறுகள் மற்றும் அயனிகளின் மொத்த எண்ணிக்கைக்கும் கரைக்கப்பட்ட மூலக்கூறுகளின் தொடக்க எண்ணிக்கைக்கும் இடையேயான விகிதத்திற்குச் சமமாக இருக்கவேண்டும் என்பது தெளிவு.

இதன் அடிப்படையில், ஐசோடானிக் எண் மற்றும் அயனியாதல் வீதம் ஆகிய இரண்டிற்கும் இடையே உள்ள தொடர்பை கணித முறையில் எளிதின் தெரிவிக்கலாம்.

மின்பகு பொருளின் N மூலக்கூறுகள் நீரில் கரைக்கப்படு கின்றன என்றும், இவை ஒவ்வொன்றும் n அயனிகளாகப் பிரிகை அடையமுடியும் என்றும் கொள்க.

அயனியாதல் வீதம் a-ஆக இருப்பின், அயனிகளாகப் பிரிகை அடைந்த மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை Na ஆகவும், உண்டான அயனிகளின் எண்ணிக்கை Nan ஆகவும் மற்றும் அயனியாகாத மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை $N(1\text{-}a)$ ஆகவும் இருக்கும். எனவே, கரைசலில் உள்ள துகள்களின் (மூலக்கூறுகள் மற்றும் அயனிகள்) மொத்த எண்ணிக்கை:

$$N(1-a) + Nan \text{ அல்லது } N[(n-1)\,a + 1]$$

ஆனல், கரைக்கப்பட்ட மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை N ஆக இருப்பதால், ஐசோடானிக் எண்ணிற்கு பின்கண்ட கோவையை நாம் பெறுகிறோம்:

$$i = \frac{N[(n-1)a+1]}{N} = (n-1)a+1$$

எனவே, அயனியாதல் வீதம்,

$$a = \frac{i-1}{n-1}$$

எனவே, ஒரு மின்பகு பொருளின் அயனியாதல் வீதத்தை நிர்ணயிப்பதற்கு, எடுத்துக்கொண்ட கரைசலுக்கு *i*-ன் மதிப்பைக் கண்டறிந்தால் போதுமானதாகும். இதனை உறைநிலைத் தாழ்வு முறையில் மிக எளிதில் கண்டறியலாம். மாறாக, ஒரு கரைந்த மின்பகு பொருளினுடைய கரைசலின் அடர்வு மற்றும் அயனியாதல் வீதமும் தெரியுமாயின், ஐசோடானிக் எண், பின் அதனை அடுத்து ஊடுபரவல் அழுத்தம் கரைசலின் உறை மற்றும் கொதி நிலைகளையும் கணக்கிட்டு அறியலாம் (அதே வாய்பாடைப் பயன்படுத்தி).

எடுத்துக்காட்டு 1 : *8கி. NaOH-ஐ 1000 கி. நீரில் கொண்ட ஒரு கரைசல் —0·677°C உறைகிறது. இக் கரைசலில் NaOH-ன் அயனியாதல் வீதத்தைக் கண்டறிக.*

உறைநிலையின் அறிமுறை மதிப்பை $\triangle t = \dfrac{Km}{M}$ என்ற வாய்பாடை பயன்படுத்திக் கண்டறிகிறோம். NaOH-ன் மூலக்கூறு எடை = 40; $m = 8$; $K = 1·86$. எனவே,

$$\triangle t = \frac{1·86 \times 8}{40} = 0·372°C$$

உண்மையில் கண்டறியப்பட்ட உறைநிலைத்தாழ்வு $\triangle t' = 0·677°C$ ஆகும். எனவே,

$$i = \frac{0·677}{0·372} = 1·82$$

a-ன் மதிப்பை நிர்ணயிக்க உதவும் வாய்பாட்டில் *i*-ன் மதிப்பை பதிலீடு செய்து, NaOH இரண்டு அயனிகளாகப் பிரிவதை கணக்கில் எடுத்துக் கொண்டால், நமக்கு கிடைப்பது:

$$a = \frac{1·82 - 1}{2 - 1} = 0·82 \text{ அல்லது } 82\%$$

எடுத்துக்காட்டு 2: *தசம நார்மல் கரைசலில் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டின் அயனியாகும் வீதம் 71% ஆகும். 0°C-ல் கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தம் யாது?*

முதலில் அறிமுறை ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைக் கணக்கிடுவோம். பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டின் தசமநார்மல் கரைசலில் 1/20 மோல் / லிட்டரில் அடங்கியுள்ளது. அயனியாகாமல்

இருப்பின், இதன் ஊடுபரவல் அழுத்தம், ஒரு லிட்டரில் ஒரு மோல் அளவைப் பெற்ற ஒரு கரைசலின் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தைக் காட்டிலும் 20 மடங்கு குறைவாக இருக்க வேண்டும். எனவே,

$$P = \frac{22.4}{20} = 1.12 \text{ வளிமண்டலம்}$$

கணக்கில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளபடி, $a = 0{\cdot}71$. K_2SO_4 'மூலக் கூறு' மூன்று அயனிகளாகப் பிரிகை அடைகிறது. எனவே,

$$0{\cdot}71 = \frac{i-1}{3-1}; \quad i = 2{\cdot}42$$

i-ன் மதிப்புத் தெரிவதால் P'-ன் மதிப்பை கண்டறியலாம்.

$$2{\cdot}42 = \frac{P'}{1.12}; \quad P' = 2.71 \text{ வளிமண்டலம்}$$

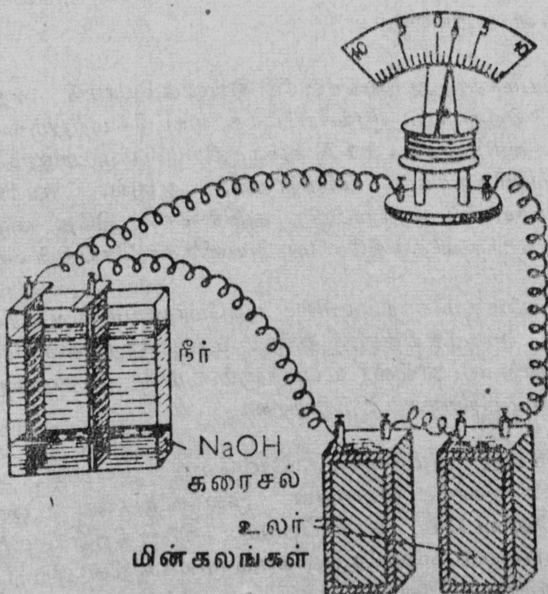
நடைமுறையில், மின்பகு பொருள்களின் அயனியாதல் வீதத்தைப் பொதுவாக உறைநிலைத் தாழ்வு முறையில் நிர்ணயிப்பது இல்லை; ஆனல் கரைசல்களின் மின் கடத்தும் திறனை அளந்தறியும் முறையில் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது.

ஒரு கரைசலின் மின் கடத்துத் திறன் என்பது மின்சாரத்தை அதன் ஊடே செல்லவிடும் அதன் சக்தியைக் குறிக்கிறது என்பதை நாம் அறிவோம். மின் கடத்துத் திறனுக்கும் அயனியாதலுக்கும் இடையே ஒரு நெருங்கிய தொடர்பு உள்ளது. மின்பகு பொருளின் பிரிகையடைந்த பகுதி மட்டும் மின் கடத்துவதில் வலிமையுடன் பங்கு பெறுவதால், மற்ற எல்லா நிபந்தனைகளும் ஒத்திருக்கும்போது, எந்த அளவிற்கு மூலக்கூறுகள் அதிகமாக அயனிகளாகப் பிரிகை அடைகின்றனவோ அந்த அளவிற்குக் கரைசலும் நன்கு மின்சாரத்தைக் கடத்தும் என்பது தெளிவு. எனவே, கரைசலின் மின் கடத்துத் திறனை அளந்தறிவதன் மூலம் அதிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் அயனியாதல் வீதத்தைக் கணக்கிடலாம். செயல்முறை விளக்கம் இப்பாடநூலிற்குத் தேவையில்லாததால், பல்வேறு மின்பகு பொருள்களுக்கு அவற்றினுடைய கரைசல்களின் மின்கடத்துத் திறனிலிருந்து கணக்கிடப்பட்ட அயனியாதல் வீதங்கள் உறைநிலைத் தாழ்வு முறையில் பெறப்பட்ட அதனதற்கு உரிய மதிப்புகளுடன் மிகவும் சரியாக ஒத்திருக்கின்றன எனத் தெரிந்து கொண்டால் போதுமானதாகும்.

மின்கடத்துத்திறன் மற்றும் அயனியாதல் வீதம் ஆகியவற்றிற்கு இடையே உள்ள தொடர்பைப் பயன்படுத்தி, பின்னதின்

மதிப்பு கரைசலை நீர்க்கும்போது அதிகரிக்கிறது எனச் சோதனையின் மூலம் காட்டலாம்.

ஒரு செவ்வக வடிவான கலனில் பல சென்டிமீட்டர்கள் இடைவெளி இருக்கும்படி இரண்டு நீண்ட தகடுகளை வைத்து (படம் 71) அவற்றை இரண்டு உலர்மின் கலன்களைக் கொண்டு ஒரு மின்கல அடுக்கின் இரண்டு முனைகளுடன் இணைக்கவும் மின் சுற்றில் ஒரு கால்வனு மீட்டரையும் பொருத்தவேண்டும். கலனை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீர் கொண்டு நிரப்பு. கால்வனு மீட்டரின் குறிகாட்டி அசையாமல் இருக்கும்; ஏனெனில், நீர் மின் சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை. பிறகு, கலனின் அடிப்பாகத்தை எட்டும் அளவிற்கு நீண்ட தண்டைப் பெற்ற ஒரு புனல் வழியாக NaOH-ன் அடர் கரைசலை கலனின் அடிப்பாகத்தில் ஒரு மெல்லிய அடுக்களவிற்கு நிரம்பும்வரை கவனமாக ஊற்றுக. அடர் கரை சலில் குறைந்த அளவில் உள்ள Na^+ மற்றும் OH^- அயனிகள் முன்பு மின் சுற்றில் நிலவியிருந்த இடைவெளியை நிரப்புகின்றன. எனவே, கால்வனு மீட்டரின் குறிகாட்டி இலேசான மின்சாரத்தின் காரணமாக சிறிது விலக்கம் அடைகிறது. இப்போது, கலனில்



படம் 71
நீர்க்கும்போது கரைசலின் மின் கடத்துத் திறன் அதிகரிப்பதை விளக்குவதற்கான சாதனம்.

உள்ள நீர்மத்தை இலேசாகக் கலக்கு. மின்கடத்துத் திறன் அதிகரிக்கிறது என்பதனை காட்டும் வகையில், குறிகாட்டி விலக்கம் அடைவது மெதுவாக அதிகரிக்கிறது; நீர்மம் ஒரு படித்தான தன்மையைப் பெற்றதும் குறிகாட்டி நகர்வது நின்று விடுகிறது. மின் முனைகளுக்கு இடையே உள்ள NaOH-ன் அளவு மாருமல் இருப்பதால், நீர்மத்தைக் கலக்கும்போது மின் கடத்துத் திறனில் உயர்வு காண்பதற்குக் காரணம், அர்ஹீனியஸ் கொள்கையின்படி, கரைசலில் அயனிகளின் எண்ணிக்கை அதிகரிப்பதுவேயாகும். எனவே, கரைசல் மேலும் மேலும் நீர்க்கப்படும்போது NaOH-ன் அயனியாதல் வீதம் அதிகரிக்கிறது என அறிகிறோம்.

83. வலுவான மற்றும் வலுவற்ற மின்பகு பொருள்கள் (Strong and Weak Electrolytes)

பல்வேறு மின்பகுப் பொருள்களின் அயனியாதல் வீதத்தை அளந்தறிவதிலிருந்து சமநார்மல் அடர்வுடைய வெவ்வேறு மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களில் மின்பகு பொருள்கள் மிகவும் வேறுபட்ட முறையில் அயனிகளாகப் பிரிகை அடைகின்றன என அறியலாம்.

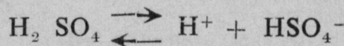
முக்கியமாக, அமிலங்களில் இவ்வித்தியாசம் அதிகமாகக் காணப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, நைட்ரிக் மற்றும் ஹைட்ரோகுலோரிக் அமிலங்கள் $0{\cdot}1\ N$ கரைசலில் பெரும்பாலும் முழுமையாக அயனிகளாகப் பிரிகின்றன; ஆனல், கார்போனிக், ஹைட்ரோசயனிக் மற்றும் பிற அமிலங்கள் இதே சூழ்நிலையில் மிகவும் குறைந்த வீதத்திலேயே அயனிக்கச் செய்கின்றன.

நீரில் கரையும் காரங்களில், அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு இலேசாக அயனிக்கிறது; ஆனல் மற்ற காரங்கள் வெகுவாக அயனிக்கின்றன. எல்லா உப்புகளும், மிகச் சிலவற்றைத் தவிர எளிதில் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன.

வெவ்வேறு அமிலங்கள் வெவ்வேறு அளவில் அயனியாவதற்குக் காரணம், இவற்றின் மூலக்கூறுகளை உண்டாக்கும் அணுக்களினிடையே காணப்படும் இணைதிறன் பிணைப்பின் தன்மையேயாகும். ஹைட்ரஜனுக்கும் மூலக்கூறின் பிற பகுதிக்கும் இடையேயுள்ள பிணைப்பு எந்த அளவிற்கு அதிக முனைவுடன் உள்ளதோ அந்த அளவிற்கு எளிதில் ஹைட்ரஜன் பிரிந்து அமிலம் அயனியாதலும் அதிகமாக இருக்கும்.

எளிதில் அயனிகளாகப் பிரிகை பெறும் மின்பகு பொருள்கள் வலுவான மின்பகு பொருள்கள் எனப்படும்; மாறாக, நீர்க்கரைசலில் மிக மிகக் குறைந்த அளவில் அயனிகளை உண்டாக்கும் மின்பகு பொருள்கள் வலுவற்ற மின்பகு பொருள்கள் எனப்படும். வலுவான மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்கள், மிக உயர் அடர்வுகளிலும்கூட, அதிக மின் கடத்தும் திறனைப் பெற்றுள்ளன. மாறாக, அடர்வு அதிகரிக்கும்போது, வலுவற்ற மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களின் மின் கடத்தும் திறன் விரைவாகக் குறைகிறது. ஹைட்ரோ குளோரிக், நைட்ரிக், சல்ஃபூரிக் அமிலங்கள், காரங்கள் (NH_4OH நீங்கலாக) மற்றும் பெரும்பாலான எல்லா உப்புகளும் வலுவான மின்பகு பொருள்களுள் அடங்கும்.

பல காரத்துவமுடைய அமிலங்கள் மற்றும் பல அமிலத்துவமுடைய காரங்கள் ஆகியவை படிப்படியாக அயனியாகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, சல்ஃபூரிக் அமில மூலக்கூறுகள் முதலில் பின்கண்ட சமன்பாட்டின்படி அயனியாகிறது.



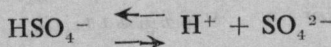
$$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$$

அல்லது, மிகவும் சரியாக :



$$H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_4^-$$

இரண்டாவது ஹைட்ரஜன் அயனி பிரிதல் :



$$HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$$

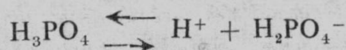
அல்லது



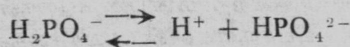
$$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

இரண்டாவது படி நிகழ்தல் மிகவும் கடினமாக உள்ளது. ஏனெனில், இங்கு H^+ அயனி இரு எதிர்மின் சுமைகளைக்கொண்ட SO_4^{2-} அயனியின் கவர்ச்சி விசையை முறியடிக்க வேண்டியுள்ளது; SO_4^{2-} அயனி ஒரு எதிர்மின் சுமையைக் கொண்ட HSO_4^- அயனியைவிட அதிக விசையுடன் H^+ அயனியைக் கவர்ந்து இழுக்கக் கூடும். எனவே, முதல் படியில் அயனிப்பதைவிட இரண்டாவது படியில் மிகவும் குறைந்த அளவிலேயே அயனியாதல் நடைபெறுகிறது. இதன் காரணமாக, சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் சாதாரணக் கரைசல்கள் குறைந்த அளவு SO_4^{2-} அயனிகளையே பெற்றுள்ளன.

பாஸ்பாரிக் அமிலம் மூன்றுபடிகளில் அயனிக்கச் செய்கிறது.



$$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$$



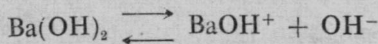
$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$$



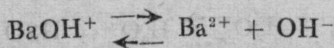
$$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$$

H_3PO_4 மூலக்கூறுகள் வலிமையாக H^+ மற்றும் $H_2PO_4^-$ அயனிகளாகப் பிரிகை பெறுகின்றன. $H_2PO_4^-$ அயனி வலுவற்ற அமிலம் போல செயல்பட்டு, குறைந்த வீதத்தில் H^+ மற்றும் HPO_4^{2-} அயனிகளாகப் பிரிகிறது. HPO_4^{2-} அயனி மிகவும் வலுவற்ற அமிலம் போன்று அயனியாகி ஏதேனும் H^+ மற்றும் PO_4^{3-} அயனிகளை உண்டாக்குகிறது.

ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ராக்சில் உறுப்புகளைக் கொண்ட காரங்களும் படிப்படியாகப் பிரிகை அடைகின்றன. எடுத்துக் காட்டு:

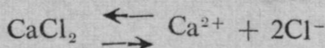


$$Ba(OH)_2 \rightleftharpoons BaOH^+ + OH^-$$

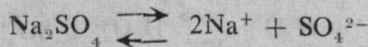


$$BaOH^+ \rightleftharpoons Ba^{2+} + OH^-$$

உப்புகளை எடுத்துக்கொண்டால், சாதாரண உப்புகள் எப்போதும் உலோகங்களின் அயனிகளாகவும் அமில உறுப்பு களாகவும் பிரிகை அடைகின்றன. எடுத்துக்காட்டு:

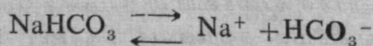


$$CaCl_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2Cl^-$$

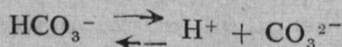


$$Na_2SO_4 \rightleftharpoons 2Na^+ + SO_4^{2-}$$

அமில உப்புகள், பல காரத்துவமுடைய அமிலங்களைப் போன்றே படிப்படியாக அயனியாகின்றன. எடுத்துக்காட்டு.



$$NaHCO_3 \rightleftharpoons Na^+ + HCO_3^-$$

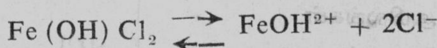


$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$$

இருப்பினும், அயனியாதல் வீதம் இரண்டாவது படியின் மிகவும் குறைவாக உள்ளது; எனவே, ஒரு அமில உப்பின்

கரைசல் மிக மிகக் குறைந்த அளவிலேயே ஹைட்ரஜன் அயனியைப் பெற்றுள்ளது.

கார உப்புகள், கார மற்றும் அமில உறுப்புகளாக அயனியாகின்றன. எடுத்துக்காட்டு:



$$Fe(OH)Cl_2 \rightleftharpoons FeOH^{2+} + 2Cl^-$$

கார உறுப்புகள் இரண்டாவதாக உலோக மற்றும் ஹைட்ராக்சில் அயனிகளாகப் பிரிகை அடைவது பெரும்பாலும் நடைபெறுவதே இல்லை எனலாம்.

அட்டவணை *11* சில அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகள் அவற்றின் *0·1 N* கரைசலில் பெற்றுள்ள அயனியாதல் வீதங்களைக் காட்டுகிறது.

அடர்வு அதிகரிக்கும்போது, அயனியாதல் வீதம் குறைகிறது. எனவே, மிக அடர் கரைசல்களில், வீரிய அமிலங்கள்கூட மிகக் குறைவாகவே அயனியாகின்றன. எடுத்துக்காட்டிற்காக, பொதுவாகச் சோதனைச்சாலையில் பயன்படும் அடர் அமிலங்களின் அயனியாதல் வீதங்கள் பின்வருமாறு:

		அயனியாதல் வீதம் %
ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் (*35* % **HCl**)	......	*13·6*
நைட்ரிக் அமிலம் (*62* % HNO_3)	......	*9·6*
சல்ஃபூரிக் அமிலம் (*95* % H_2SO_4)	......	*1*

84. அயனியாக்கல் மாறிலி (Ionisation Constant)

மின்பகுச் சிதைவு ஒரு மீளும் வினையாக இருப்பதால் (அயனியாகாத மூலக்கூறுகள் மற்றும் அயனிகளுக்கு இடையே சமநிலையை நிலவச் செய்யும்) இது நிறைதாக்கு விதிக்கு உட்படுகிறது.

அட்டவணை 11

அமிலங்கள்* காரங்கள் மற்றும் உப்புகளின் அயனியாதல் வீத. 18° C-ல் O·1N கரைசலில்

மின்பகுபொருள்	வாய்பாடு	அயனியாதல் வீதம் %
அமிலங்கள்		
ஹைட்ரோகுளோரிக்	HCl	92
ஹைட்ரோபுரோமிக்	HBr	92
ஹைட்ரோஅயோடிக்	HI	92
நைட்ரிக்	HNO_3	92
சல்ஃபூரிக்	H_2SO_4	58
சல்ஃபூரஸ்	H_2SO_3	34
பாஸ்பாரிக்	H_3PO_4	27
ஹைட்ரோஃப்புளூரிக்	HF	8·5
அசிட்டிக்	CH_2COOH	1·3
கார்போனிக்	H_2CO_3	0.17
ஹைட்ரோசல்ஃபூரிக்	H_2S	0·07
ஹைட்ரோசயனிக்	HCN	0·01
போரிக்	H_3BO_3	0·01
காரங்கள்		
பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடு	$Ba(OH)_2$	92
பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு	KOH	89
சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு	$NaOH$	84
அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு	NH_4OH	1·3
உப்புகள்		
பொட்டாசியம் குளோரைடு	KCl	86
அம்மோனியம் குளோரைடு	NH_4Cl	85
சோடியம் குளோரைடு	$NaCl$	84
பொட்டாசியம் நைட்ரேட்	KNO_3	83
சில்வர் நைட்ரேட்	$AgNO_3$	81
சோடியம் அசிட்டேட்	CH_3COONa	79
சிங்க் குளோரைடு	$ZnCl_2$	73
சோடியம் சல்ஃபேட்	Na_2SO_4	69
சிங்க் சல்ஃபேட்	$ZnSO_4$	40
காப்பர் சல்ஃபேட்	$CuSO_4$	40

* பல காரத்துவ அமிலங்களுக்கு முதன்மையான அயனியாதல் வீதம் தரப் பட்டுள்ளது.

எனவே, இவ்வினைக்கான சமநிலை மாறிலியைபிறமீளும் வினைகளுக்கு வருவிப்பது போன்ற அதே முறையில் வருவிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு மின்பகு பொருளின் மூலக்கூறு XY பிரிகை அடைந்து X^+ மற்றும் Y^- அயனிகளை உண்டாக்குகிறது எனக்கொள்க.



$$XY \rightleftharpoons X^+ + Y^-$$

அயனியாகாத மூலக்கூறுகளின் அடர்வை $[XY]$ என்றும் அயனிகளின் அடர்வுகளை $[X^+]$ மற்றும் $[Y^-]$ என்றும் குறிப்பிட்டால் சமநிலையில் நாம் பெறுவது:

$$\frac{[X^+] \times [Y^-]}{[XY]} = K$$

இங்கு சமநிலை மாறிலி K **அயனியாக்கல்** அல்லது **பிரிகையாக்கல்** மாறிலி எனப்படுகிறது. இதன் மதிப்பு ஒரு மின்பகுபொருளின் அயனியாகும் திறனைக் குறிக்கிறது. உண்மையில் சமன்பாட்டிலிருந்து K-ன் மதிப்பு அதிகமாக இருப்பின் சமநிலையில் அயனிகளின் அடர்வும் அதிகமாக இருக்க வேண்டும் என அறியப்படுகிறது; எனவே, மின்பகுபொருளும் அதிக அளவில் அயனியாகியிருக்க வேண்டும்.

அயனியாக்கல் மாறிலிக்கும் மின்பகு பொருளின் அயனியாதல் வீதத்திற்கும் இடையே ஒரு குறிப்பிட்ட தொடர்பு நிலவுகிறது. இதனைக் கொண்டு இவற்றுள் ஏதேனும் ஒன்றின் மதிப்பைப் பயன்படுத்தி மற்றொன்றின் மதிப்பைத் தெரிவிக்கலாம். இரண்டு அயனிகளாகப் பிரியும் ஒரு மின்பகுபொருளின் மோலார் அடர்வை C ஆகவும், எடுத்துக்கொண்ட கரைசலில் அதன் அயனியாதல் வீதம் a ஆகவும் இருப்பின் ஒவ்வொரு அயனியின் அடர்வும் Ca ஆகவும் மற்றும் அயனியாகாத மூலக்கூறுகளின் அடர்வு $C(1-a)$ ஆகவும் இருக்கும். எனவே, அயனியாக்கல்.

மாறிலியின் சமன்பாடு:

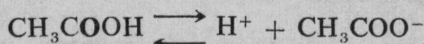
$$\frac{(Ca)^2}{C(1-a)} = K \text{ அல்லது } K = \frac{a^2}{1-a}C$$

இச்சமன்பாடு ஆஸ்ட்வால்டின் **நீர்த்தல் விதி (Dilution Law)** எனப்படுகிறது; இது, மின்பகுபொருளின் அயனியாக்கல் மாறிலி தெரியுமாயின், பல்வேறு அடர்வுகளில் அயனியாதல் வீதத்தைக் கணக்கிட்டு அறிவதற்கு உதவுகிறது. மாறாக, ஏதேனும் ஒரு குறிப்பிட்ட அடர்வில், அயனியாதல் வீதத்தை நிர்ணயித்துவிட்டால்,

அதிலிருந்து அயனியாக்கல் மாறிலியை எளிதில் கணக்கிடலாம். இக் கணக்கீடுகளில், அயனியாகாத மூலக்கூறுகளின் அடர்வு கிராம்- மூலக்கூறுகள்(மோல்கள்) /லிட்டரில் தெரிவிக்கப்படுகிறது. எனவே, இதற்கேற்ப அயனிகளின் அடர்வு **கிராம்- அயனிகள்**/ லிட்டரில் தெரிவிக்கப்படுகிறது [1]

சமநிலை மாறிலி, வினையின் தொடக்கப் பொருள்களின் அடர்வைச் சார்ந்து இருக்கவில்லை. எனவே, ஒரு மின்பகு பொருளின் கரைசலில் சமநிலை உண்மையில் நிலவியிருப்பின், அர்ஹீனியஸ் கொள்கையின்படி அயனியாக்கல் மாறிலியின் மதிப்பு, கரைசலின் எந்த அடர்விற்குக் கணக்கிடப்பட்டதாக இருப்பினும், ஒன்ருகவே இருக்க வேண்டும். இனி இதுபோன்ற ஒரு கணக்கீட்டைச் செய்து அர்ஹீனியஸ் கொள்கையைச் சோதித்துப் பார்ப்போம்.

0. 1 N கரைசலில் தொடங்கி, அசிட்டிக் அமிலம் போன்ற சில வலுவற்ற அமிலங்களுக்கு அயனியாக்கல் மாறிலியைக் கணக்கிடுவோம். அசிட்டிக் அமிலம் பின்வரும் சமன்பாட்டின்படி அயனியாகிறது:



$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

0.1 N கரைசலில் அசிட்டிக் அமிலத்தின் அயனியாதல் வீதம் *0.0132*-க்குச் சமமாகும். இவற்றைச் சமநிலைமாறிலி சமன்பாட்டில்,

$$K = \frac{a^2}{1-a}\ C$$

பதிலீடு செய்யக் கிடைப்பது:

$$K = \frac{(0.\ 0132)^2}{(1\text{-}0.0132)}\quad 0.1 = 0.\ 0000176 \text{ அல்லது } 1.76\times 10^{-5}$$

இனி, இது போன்ற கணக்கீட்டை *0. 01 N*கரைசலுக்குச் செய்வோம். இதன் அயனியாதல் வீதம் *=0.041:*

$$K = \frac{(0.041)^2}{(1-0.041)}\quad 0.01 = 0.0000175$$

அல்லது 1.75×10^{-5}

[1]ஒரு கிராம்-அயனியின் நிறை என்பது கிராம் அலகில் அதன் நிறை எண்ணளவில் கார்பன் அலகில் அதன் நிறைக்குச்சமமாக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, **CL** அயனியின் ஒருகிராம்-அயனி = 35.5 கி.; OH அயனியின் ஒரு கிராம் அயனி = 17 கி.

அசிட்டிக் அமிலத்தின் அயனியாதல் மாறிலிக்காக கணக்கிடப்பட்ட இவ்விரு மதிப்புகளும் மிகவும் ஒத்து காணப்படுகின்றன. இவை, அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிற அடர்வுகளுக்குக் கணக்கிடப்பட்ட மதிப்புகளுடனும் ஒத்துள்ளன. எனவே, எளிதில் பகா மின்பகு பொருளுக்கு ஒரு சிறந்த எடுத்துக்காட்டான அசிட்டிக் அமிலத்தின் அயனியாதல் நிறை தாக்க விதிக்கு உட்பட்டு உள்ளது என அறிகிறோம்.

ஆனால் வலுவான மின்பகுபொருள்களில் கரைசல்களில் இது முற்றிலும் மாறுபட்டுள்ளது. எடுத்துக்காட்டிற்காக,பொட்டாசியம் குளோரைடின் பல்வேறு அடர் கரைசல்களுக்குக் கணக்கிடப்பட்ட அயனியாக்கல் மாறிலிகள் அட்டவணை *12*-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 12.

18°C- பொட்டாசியம் குளோரைடு அயனியாதல்

KCl அடர்வு	*a*	*K*
2 *N*	0.712	3.52
1 *N*	0.756	2.34
0.5 *N*	0.788	1.46
0.1 *N*	0.862	0.536
0.01 *N*	0.942	0.152

இங்கு *K* மாறிலியாக இல்லை; கரைசலின் அடர்வு அதிகரிக்கும்போது இதுவும் அதிகரிக்கிறது. *K*-ன் மதிப்பு மாறுவது பொட்டாசியம் குளோரைடுக்கு மட்டும் அல்லாமல் எல்லா வலுவான மின்பகுபொருள்களுக்கும் மாறுகிறது. எனவே, **நிறை தாக்க விதி வலுவான மின்பகுபொருள்களுக்குப் பொருந்துவது இல்லை என்பது தெளிவு.**

எனவே, **வலுவற்ற மின்பகு பொருள்களை** எடுத்துக் கொண்டால், அர்ஹீனியஸ் கொள்கை சோதனையின் புள்ளி விபரங்களுடன் முழுவதுமாக ஒத்துள்ளது; ஆனால் வலுவான மின்பகுபொருள்களுக்கு சில முக்கியத் திருத்தங்கள் தேவைப்படுகின்றன.

85. கரைசலில் வலுவான மின்பகு பொருள்களின் நிலை

அர்ஹீனியஸ் கொள்கையின் முடிவுகள் யாவும், கரைசலிலுள்ள அயனிகளுக்கிடையே உணரக்கூடிய அளவில் எவ்வித விசைகளும் செயல்படுவதில்லை; மற்றும் அயனிகளின் நகர் தன்மை அவற்றின் அடர்வைச் சார்ந்திருக்கவில்லை என்ற அனுமானத்தின் அடிப் படையில் வருவிக்கப்பட்டவைகளாகும். ஆனால் **அயனிகள் என்பன மின்சுமை கொண்ட துகள்களாகும்.** அயனி அடர்வை மிக மிகக் குறைவாகக் கொண்ட வலுவற்ற மின்பகுபொருள் களின் கரைசல்களில், அயனிகளுக்கிடையேயான மின் இடை யீட்டு விசைகளைப் புறக்கணித்துவிட்டாலும், வலுவான மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களில் அவ்வாறு செய்யமுடியாது. அயனிகளின் அதிக அடர்வு காரணமாக அவற்றிற்கு இடையே யான சாராசரி தூரம் மிகவும் குறைவாக இருக்கிறது. எடுத்துக் காட்டாக, சோடியம் குளோரைடின் பூரிதக் கரைசலில் அயனி களுக்கு இடையே உள்ள சராசரி தூரம் NaCl படிகங்களில் இருப்பதைப்போன்று இரண்டு மடங்குதான் அதிகமாக உள் ளது. இதுபோன்ற சூழ்நிலைகளில், அயனிகளுக்கு இடையேயான கவர்ச்சி மற்றும் வெறுக்கும் விசைகள் மிகவும் அதிகமாக இருக் கும். இவ்விசைகள் வலுவான மின்பகு பொருள்களை நிறைதாக்க விதியினின்று விலகியிருக்கச் செய்கின்றன.

அயனிகளுக்கு இடையே காணப்படும் விசைகளின் செயலை கவனத்தில் கொண்டு, கரைசலில் வலுவான மின்பகு பொருள் களின் செயல் தன்மையை விளக்கும் நன்கு விரிவாக்கப்பட்ட ஒரு கொள்கையை இப்போது பெற்றுள்ளோம். இக்கொள்கையின் கணிதச்சிக்கல் முறையின் காரணமாக, இந்நூலில் அதன் பொது வான கருத்தை மட்டும் தான் வழங்க முடியும்.

படிக அமைப்பு ஆய்வுகளிலிருந்து, மிகச்சிறந்த மாதிரி வலு வான மின்பகுபொருள்களாக உள்ள உப்புகள் திண்மநிலையிலும் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிராமல் தனித்தனி அயனிகளையே பெற் றுள்ளன என அறிகிறோம். ஆனால், பொருளின் திண்மவடிவத்தில் மூலக்கூறுகள் நிலவியில்லாமல் இருப்பின், பொருளின் கரைசலிலும் பொருள் மூலக்கூறுகளாக இல்லை எனக்கருதுவது இயற்கையே. எனவே, எல்லா வலுவான மின்பகு பொருள்களும் நீர்க்கரைசல் களில் அவற்றின் அடர்வைச் சார்ந்திராமல், **முழுமையாக அயனி யாகி** இருக்க வேண்டும் எனக்கொள்ளலாம். இருப்பினும், இது போன்றகரைசல்களில் அயனிகள் முழுமையாக தனித்தன்மையுடன் இயங்குவதில்லை; அயனிகளுக்கு இடையேயான கவர்ச்சி விசை காரணமாக அவற்றின் இயக்கம் தடைசெய்யப்படுகிறது. இக்

கவர்ச்சி விசைக் காரணமாக ஒவ்வொரு அயனியும், எதிரான மின் சுமைகொண்ட அயனிகளின் பந்து போன்ற கூட்டத்தினுல் சுற்றிவளைத்துக் கொள்ளப்படுகின்றன. அயனிகளின் இத்திரள் 'அயனிமண்டலம்' (ionic atmosphere) எனப்படுகிறது. கரைசல் சமநிலையில் இருக்கும்போது அதாவது எவ்வித வேதியிய வினைகளோ விரவுதலோ நடைபெறுமல் இருக்கும்போது, அயனிமண்டலம் சீர்மைத் தன்மையுடன் உள்ளது; மைய அயனி மீது செயல்படும் விசைகள் ஒன்றின் விளைவை மற்ருென்று சமன் செய்து விடுகின்றன. மின்மூலத்துடன் இணைக்கப்பட்டமின் முனைகளைக் கரைசலில் இறக்கினுல், எதிர் எதிர் மின்சுமைகளைக் கொண்ட அயனிகள் எதிர்எதிரான திசைகளை நோக்கிச் செல்லத் தொடங்குகின்றன. ஒவ்வொரு அயனியும் அதன் மண்டலத்திலிருந்து பிரிந்து செல்ல முயற்சி செய்கின்றன. ஆனுல் விடுபட்டுச்செல்ல முயற்சிக்கும் அயனியை அயனி மண்டலம் அதனை நோக்கி ஈர்ப்பதன் காரணமாக, அயனியின் இயக்கம் பின்நோக்கி இழுக்கப்படுகிறது; எனவே, ஒரு அலகு நேரத்தில் கரைசலினூடே செல்லும் அயனிகளின் எண்ணிக்கை; அதாவது மின்சாரம் குறைகிறது. கரைசலின் அடர்வு அதிகமாக இருக்கும் அளவிற்கு அயனி மண்டலத்தின் அயனியைப் பின் நோக்கி இழுக்கும் செயலும் அதிகமாக இருக்கும் எனவே கரைசலின் மின் கடத்தும் திறனும் குறைவாக இருக்கும். எனவேதான் அடர்வு அதிகரிக்கும்போது கரைசலிலுள்ள அயனிகளின் எண்ணிக்கை குறைவாகத் தோன்றுகிறது. உண்மையில் எல்லா அடர்வுகளிலும் அயனியாதல் முழுமையாக நடைபெறுகிறது. எனவே, மின்கடத்துத் திறனை அளந்தறிவதன் மூலம் **தோற்ற அயனியாதல் வீதத்தைதான்** (apparent degree of ionisation) நிர்ணயிக்க முடியும்.

அயனிகளுக்கு இடையேயான கவர்ச்சி மற்றும் வெறுக்கும் விசைகள், இதுபோன்றே அளந்தறியப்படும் ஊடுபரவல் அழுத்தத்தை பாதிக்கிறது. எனவே, முழுமையாக அயனியாதல் நடைபெற்றிருந்தும் கண்டறியப்பட்ட ஊடுபரவல் அழுத்தம் எதிர்பார்க்கப்படுவதைவிட இருமடங்கு, மும்மடங்கு என குறைவாக உள்ளது. அதே காரணத்தினுல் தான் வேதியியவினையில் பங்குபெறக்கூடிய அயனிகளின் திறன் குறைக்கப்படுகிறது. சுருங்கக் கூறின் மின்பகுபொருள் கரைசலின் அதன் அயனிகளின் அடர்வைச் சார்ந்திருக்கும் எல்லாப்பண்புகளும் கரைசலில் உள்ள அயனிகளின் எண்ணிக்கை மூலக்கூறுகளின் முழுமையான அயனித்தலின் அடிப்படையில் கணக்கிடப்பட்ட அடர்வுக்கு (கிராம் அயனிகள் / லிட்டர்) உரியதைவிட குறைவாக இருப்பதுபோல் வெளிகாட்டப்படுகின்றன எனக்கூறலாம்.

வேதியிய வினையில் பங்கு பெறச் செல்லும் அயனிகளின் இந்தத் தடுக்கப்பட்ட திறனை மதிப்பீடு செய்வதற்கு, இப்போது **வினை வலிவு (activity)** என்ற ஒரு மதிப்புப் பயன்படுத்தப்படு கிறது. **அயனியின் வினைவலிவு என்பது அதன் பயனுள்ள வழக்கத்திலுள்ள அடர்வாகும்; இதற்கேற்ப அயனி வேதியிய வினையில் செயல்படுகிறது.** ஒரு அயனியின் வினைவலிவு, அதன் அடர்வை ஒரு குறிப்பிட்ட பின்னத்தால் பெருக்கக் கிடைக்கும் பெருக்குத் தொகைக்குச் சமமாக உள்ளது. இதனை **வினை வலிவு எண் (activity coefficient)** என்கிறோம். வினைவலிவு எண் ஒன்றுக்கும் குறைவாக இருப்பின், அயனியின் செயல்கள் வரம்புக் குட்பட்டுள்ளன என்று பொருள்; வினை வலிவு எண் ஒன்றுக்குச் சமமாக இருப்பின், அயனியின் செயல்கள் தடை செய்யப்பட வில்லை என்று பொருள். பின்னது மிக நீர்த்தக் கரைசல்களில் மட்டும்தான் உண்மையாக உள்ளது. இவற்றில் அயனிகள் மிகவும் தூரமாக இருப்பதால் அவற்றிற்கு இடையேயான விசைகளை கிட்டத்தட்ட புறக்கணித்து விடலாம்.

அயனிகளின் வினைவலிவுகளை அவற்றின் அடர்வுகளுக்குப் பதிலாகப் பயன்படுத்தினால், நிறைதாக்க விதி வலுவான மின்பகு பொருள்களுக்கு பொருந்துவதாக உள்ளது.

எனவே, அர்ஹீனியஸ் கருத்துக்களுக்கு மாறாக, தற்போது உள்ள அயனியாதல் கொள்கை வலுவான மின்பகு பொருள்கள் கிட்டத்தட்ட முழுமையாக அயனியாகின்றன என்ற கருத்தை மேற்கொண்டுள்ளது. ஆகவே, சில சமயங்களில் வலுவான மின்பகு பொருள்களின் அயனியாதல் வீதம் பற்றி நாம் பேசு வோமானால், நாம் உண்மையில் குறிப்பிடுவது மின்கடத்துத் திறன் அல்லது உறைநிலைத்தாழ்வு முறையில் கண்டறியப்பட்ட தோற்ற அயனியாதல் வீதமேயாகும்.

86. அயனியாதல் கொள்கையின் அடிப்படையில் அமிலங் கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகளின் பண்புகள்

முன் பிரிவுகளில் அயனியாதல் கொள்கை பற்றி நன்கு தெரிந்து கொண்டோம். இனி, இக் கொள்கையின்படி அடிப் படையில், நீர்க் கரைசல்களில் மின்பகு பொருள்களாகச் செயல் படும் பொருள்களின்—அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகள்— பண்புகளைக் கவனிப்போம்.

1. அமிலங்கள்: நாம் அறிந்துள்ளவாறு, அமிலங்கள் பின் கண்ட பொதுப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன:

(a) புளிப்புச் சுவை;

(b) பல நிலைக்காட்டிகளின் நிறத்தை, முக்கியமாக நீல லிட்மஸை சிவப்பாக மாற்றுதல்;

(c) ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்திக் கொண்டு சில உலோகங்களைக் கரைக்கும் திறன்;

(d) காரங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்கும் திறன்.

அமிலங்களின் இப்பண்புகள் எல்லாம் கரைசலில்தான், முக்கியமாக பெரும்பாலும் நீர்க்கரைசலில் தான் வெளிப்படுத்தப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, உயர் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மற்றும் இதன் பென்சீன் கரைசல் எவ்வித அமிலப் பண்புகளையும் காட்டுவதில்லை; லிட்மஸ் தாளை சிவப்பாக மாற்றுவதுகூட இல்லை. ஆனால், இதன் நீர்க் கரைசல், ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் மாதிரி அமிலங்களுள் ஒன்றாக உள்ளது. இது போன்ற சாதாரண வெப்பநிலைகளில் நீரற்ற சல்ஃபூரிக் அமிலம் சிங்க்குடன் வினைபுரிவதே கிடையாது; ஆனால் இதன் நீர்க் கரைசல் சிங்க்குடன் தீவிரமாக வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

அமிலங்களின் நீர்க் கரைசல்கள் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றில்லாமல் முக்கியமாக அயனிகளையே பெற்றுள்ளன என இப்போது அறிவோம். எனவே, இதுபோன்ற கரைசல்களின் பண்புகள் முழு மூலக்கூறுகளை மட்டும் சார்ந்திராது அவற்றின் தனித்தனி அயனிகளையும் சார்ந்திருக்க வேண்டும் என்பது தெளிவு.

எந்த ஒரு அமிலமும் அயனியாகும்போது, ஹைட்ரஜன் அயனி உண்டாதல் ஒரு இன்றியமையாத கூறாக இருப்பதால், அமிலங்களின் நீர்க் கரைசல்களுக்குப் பொதுவான எல்லாப் பண்புகளுக்கும் காரணமாக இருப்பது ஹைட்ரஜன் அயனி அல்லது மிகவும் சரியாக ஆக்ஸோனியம் அயனி எனக் கூற வேண்டும். லிட்மஸ்தாளை சிவப்பாக மாற்றுவதும், உலோகங்களுடன் வினைபுரிவதும் மற்றும் புளிப்புச் சுவையைத் தருவதும் இவையே. நடுநிலையாக்கல் மூலம் ஹைட்ரஜன் அயனியை நீக்கி விட்டால், அமிலப்பண்பு மறைந்து விடுகிறது. எனவே, அயனிக் கொள்கை அமிலங்களைப் பின்கண்டவாறு வரையறுக்கிறது: **அமிலங்கள் என்பன நீர்க்கரைசலில் அயனித்து ஹைட்ரஜன் அயனியை உண்டாக்கும் மின்பகு பொருள்களாகும்; இவை வேறு எவ்வித நேர்மின் அயனிகளையும் உண்டாக்குவதில்லை.** இங்குக் குறிப்பிட்டுள்ள கடைசிச் சொற்றொடர் அவசியமாகிறது; ஏனெனில், KH_2PO_4 அல்லது $NaHSO_4$ போன்ற சில அமில

உப்புகளும் ஹைட்ரஜன் அயனிகளை உண்டாக்குகின்றன; ஆனால் அதே சமயத்தில் நேர்மின் சுமை கொண்ட உலோக அயனிகளையும் தருகின்றன.[1]

மேற்கண்ட பண்புகளை நன்கு ஓங்கிய நிலையில் பெற்றுள்ள அமிலங்களை வலிமைகொண்ட (Strong) அமிலங்கள் என்கிறோம். அமிலம் பண்புகளுக்குக் காரணமாக இருப்பது ஹைட்ரஜன் அயனியாதலின் எந்த ஒரு குறிப்பிட்ட நீர்த்த நிலையிலும் கரைசலில் எந்த அளவிற்கு H^+ அயனியின் அடர்வு அதிகமாக இருக்கிறதோ, அதாவது எந்தளவிற்கு அமிலம் சிறப்பாக அயனியாகிறதோ அந்த அளவிற்கு அது வலிமை உடையதாக இருக்கும். ஹைட்ரோகுளோரிக் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலங்கள் வலுவான அமிலங்களாகும். இவை பெரும்பாலும் முழுமையாக அயனியாகின்றன. ஆனால் அயனிகளின் மின் இடையூட்டுச் செயல் காரணமாக இவற்றின் $0{\cdot}1N$ கரைசல்களின் தோற்ற அயனியாதல் வீதம் ஏறக்குறைய 92 விழுக்காடாக உள்ளது. மாறாக, குறைந்த அயனியாதல் விகிதங்களை கொண்ட அசிட்டிக், கார்போனிக் மற்றும் பிற, வலுவற்ற அமிலங்கள் எனப்படும்.

எனவே, அமிலங்களின் அயனி வலிமை அளந்தறிவது அவற்றின் அயனியாதல் வீதங்களைத் தெரிவிப்பதாக இருக்கிறது.

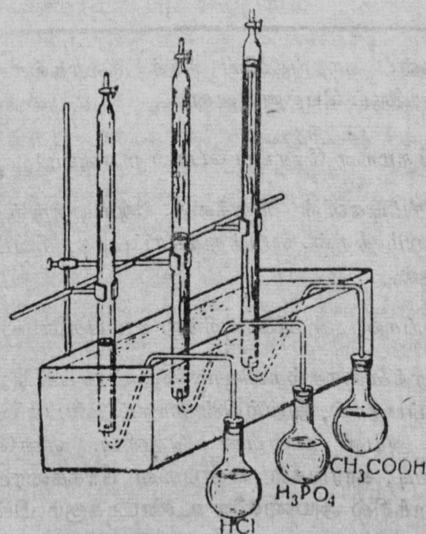
அமிலங்களின் அயனி வலிவை பல்வேறு வினைகளின் மூலம் சோதித்துப் பார்க்கலாம். எடுத்துக்காட்டிற்காக, பல்வேறு அமிலங்கள் உலோகங்களுடன் வினைபுரியும்போது ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்தும் வேக வீதத்தைக் குறிப்பிடலாம்.

பின்கண்ட சோதனையை செய்க: ஹைட்ரோகுளோரிக், பாஸ்பாரிக் மற்றும் அசிட்டிக் அமிலங்களின் நார்மல் கரைசல்களைத் தனித்தனி சிறிய குடுவைகளில் ஊற்று. ஒத்த அளவான சிங்க் அல்லது மக்னீசியம் துண்டை ஒவ்வொரு குடுவையிலும் போட்டு அவற்றை உடனடியாக வாயுபோக்குக் குழாய்கள் செருகப்பட்ட அடைப்பான்களால் மூடுக. போக்குக் குழாய்களின் வெளிமுனைகளை ஒரு நீர்த் தொட்டியில் தலைகீழாக நிறுத்தி வைக்கப்பட்டுள்ள பியூரெட்டுகளின் அடியில் வைக்கவேண்டும் (படம் 72). ஹைட்ரஜனை, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் மிக விரைவாகவும், பாஸ்பாரிக் அமிலம் குறைந்த வேகத்துடனும், அசிட்டிக் அமிலம் மிகவும் மெதுவாகவும் வெளியேற்றுகின்றன.

[1] கன உலோகங்களின் உப்புகள் நீரில் கரையும்போது, உலோக எதிர் அயனிகளுக்கும் நீருக்கும் இடையே நிகழும் செயல் காரணமாகவும் ஹைட்ரஜன் அயனி உண்டாகிறது (பிரிவு 94-ஐ காண்க).

எனவே, ஹைட்ரஜன் வெளிப்படும் வேக வீதத்தின் அடிப்படை யில் இம் மூன்று அமிலங்களின் ஆயனி வலிவுகளை ஒப்பிட்டால், இவற்றில் வலிமையுடையது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் என் றும் மிக மிக வலுவற்றது அசிட்டிக் அமிலம் என்றும் அறியப் படுகிறது. இது இவற்றின் அயனியாதல் வீதங்களுடன் சரியாக ஒத்துள்ளது.

அமிலங்களின் அயனி வலுவில் காணப்படும் வேறுபாடு அவற்றை நீர்க்கும்போது படிப்படியாகக் குறைந்து விடுகிறது; ஏனெனில், நீர்த்தல் அதிகமாகும்போது, எல்லா மின்பகு பொருள்களின் அயனியாதல் வீதங்களும் அதிகரித்து 100 விழுக் காட்டை எட்டுகின்றன. மிக உயர் நீர்த்த நிலையில் எல்லா அமிலங்கள் மற்றும் காரங்கள் பெரும்பாலும் முழுமையாக அயனி யாகி விடுகின்றன; அனைத்தும் சம வலிமையுடையவைளாக உள்ளன. இருப்பினும், இதிலிருந்து ஒரு அமிலம் அதிக நீர்த்த தாக இருந்தால் அதன் செயல் அதிக வலிமையுடன் இருக்கும் என்ற முடிவை மேற்கொள்ளக்கூடாது. உண்மையில், ஒரு அமிலத்தின் செயல் அதன் கரைசலிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அயனி யின் அடர்வைப் பொருத்துள்ளது; ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வு, அயனியாதல் வீதம் மற்றும் அமிலத்தின் மொத்த அடர்வு ஆகிய இரண்டையும் சார்ந்துள்ளது. கரைசலை நீர்க்கும்போது,



படம் 72
ஹைட்ரஜன் வெளிப்படும் வேக வீதத்தின் அடிப்படையில் பல்வேறு அமிலங்களை ஒப்பிடுவதற்கான சாதனம்

அயனியாதல் வீதம் அதிகரித்தாலும் அமிலத்தின் மொத்த அடர்வு குறைகிறது; மேலும் பின்னது குறைவது பொதுவாக முன்னது அதிகரிப்பதைவிட மிக விரைவாக நிகழ்கிறது. எனவே, நீர்த்தக் கரைசல்களில் ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வு அடர் கரைசலில் இருப்பதைவிட எப்போதும் குறைவாக இருக்கிறது. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை எடுத்துக் கொண்டால் இதனை எளிதில் அறியலாம் (அட்டவணை 13).

அட்டவணை 13.

HCl கரைசல்களில் அயனியாதல் வீதமும் ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வும்

HCl அடர்வு	அயனியாதல் வீதம் %	ஹைட்ரஜன் அயனி அடர்வு கி-அயனிகள்/லிட்டர்
10N	12	1·2
1N	78	0·78
0·1N	92	0 092

2. காரங்கள்: காரங்களின் நீர்க் கரைசல்கள் பின்கண்ட பொதுப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன:

(a) ஒரு விதமான சோப்பு போன்ற சுவை;

(b) நிலைகாட்டிகளின் நிறத்தை அமிலத்திற்கு எதிரான முறையில் மாற்றும் திறன். எடுத்துக்காட்டாக, சிவப்பு லிட்மஸை நீல நிறமாக்குதல்;

(c) அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்குதல்.

எல்லா காரக் கரைசல்களிலும் ஹைட்ராக்சில் அயனி பொதுவாக நிலவியிருப்பதால், இவற்றின் காரப்பண்புகளைக் காட்டுவது ஹைட்ராக்சில் அயனி என்பது தெளிவு. எனவே, அயனிக் கொள்கையின்படி, **காரங்கள் என்பவை நீர்க்கரைசல்களில் அயனித்து ஹைட்ராக்சில் அயனிகளை உண்டாக்கும் மின்பகு பொருள்களாகும்.**[1]

[1] நீரில் கரைக்கும்போது சில உப்புகளும் ஹைட்ராக்சில் அயனியை உண்டாக்குகின்றன; ஆனால் இவை உப்புகளிலிருந்து தோன்றுவதில்லை நீரிலிருந்துதான் தோன்றுகின்றன (பிரிவு 94-ஐ காண்க).

காரங்களின் அயனி வலிவு, அமிலங்களுக்குரியதைப் போன்று, அவற்றின் அயனியாதல் வீதத்தைச் சார்ந்து உள்ளது. வலுவான காரங்களாக இருப்பவை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் ஆகும். இவை நீர்க் கரைசலில் பெரும்பாலும் முழுமையாக அயனியாகின்றன. ஆனுல் இவற்றின் $0{\cdot}1N$ கரைசலினுடைய தோற்ற அயனியாதல் வீதம் சுமார் **90** சதமாக உள்ளது. பெரும்பாலான காரங்கள் வலுவற்ற மின்பகு பொருள்களாக உள்ளன.

3. உப்புகள்: *நீரில் கரையும்போது ஹைட்ரஜன் அயனியைத் தவிர வேறு நேர்மின் அயனிகளையும் மற்றும் ஹைட்ராக்சில் அயனியைத் தவிர வேறு எதிர்மின் அயனிகளையும் உண்டாக்கும் மின்பகு பொருள்களை உப்புகள் என்கிறோம்.* எல்லா உப்புகளின் நீர்க் கரைசல்களுக்கும் பொதுவான அயனிகள் எதுவும் கிடையாது; எனவே, உப்புகள் பொதுவான பண்புகள் எதனையும் பெற்றிருக்கவில்லை. உப்புகள், ஒரு விதியைப்போல, மிக அதிக அளவில் அயனியாகின்றன. இவற்றின் அயனிகளின் இணைதிறன் குறைவாக இருந்தால் இவற்றின் அயனியாதல் தன்மை அதிகமாக உள்ளது.

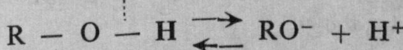
87. ஹைட்ராக்ஸைடுகளும், அவற்றின் அயனியாக்கலும்

அனைத்து ஆக்ஸிஜன் அமிலங்களையும், காரங்களையும் இவற்றிற்கு உரிய ஆக்ஸைடுகள் நீருடன் கூடுவதால் கிடைக்கும் விளை பொருள்கள் எனக் கருதலாம். இவற்றை ஒருங்கே இணைத்து **நீரேறிய ஆக்ஸைடுகள்** அல்லது **ஹைட்ராக்ஸைடுகள்** எனக் கூறலாம். எடுத்துக்காட்டாக, சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை நீரேறிய ஆறு இணைதிறன் சல்ஃபரின் ஆக்ஸைடு என்றும் நைட்ரிக் அமிலத்தை நீரேறிய ஐந்திணை திறன் நைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடு என்றும் கருதலாம்.

நீரேறிய ஆக்ஸைடுகளை அமிலங்கள் அல்லது காரங்கள் என வகைப்படுத்துவது அவை நீர்க் கரைசலில் உண்டாக்கும் அயனிகளைப் பொருத்துள்ளது. அயனியாகும்போது ஹைட்ரஜன் அயனியை உண்டாக்கும் நீரேறிய ஆக்ஸைடு அமிலம் எனப்படும்; ஹைட்ராக்சில் அயனியைத் தரும் ஆக்ஸைடு காரமாகும்.

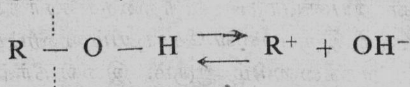
இது சம்பந்தமாக, நீரேறிய ஆக்ஸைடுகளுக்கான இரு வகை அயனியாதலை வேறுபடுத்திக் காட்டலாம்:

அமில-வகை அயனியாதல்:



$$R - O - H \rightleftarrows RO^- + H^+$$

கார-வகை அயனியாதல் :



$$R - O - H \rightleftharpoons R^+ + OH^-$$

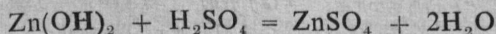
எனவே, நீரேறிய ஆக்ஸைடுகள் அயனிக்கும்போது, பிளவு உண்டாவது ஆக்ஸிஜனுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் இடையேயான பிணைப்பிலோ (அமில வகை அயனியாதல்) அல்லது தனிமம் R-க்கும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் இடையேயான பிணைப்பிலோ (கார வகை அயனியாதல்) நிகழலாம்.

அயனியாதலின் வகை, தனிமம் R தனிம அட்டவணையில் பெற்றுள்ள இடத்தைப் பொருத்துள்ளது; இது தனிமத்திற்கும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் இடையேயுள்ள மற்றும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் இடையேயுள்ள பிணைப்புகளின் சார்பு அயனி வலிவை நிர்ணயிக்கிறது.

நீரேறிய ஆக்ஸைடின் பண்புகள், அதாவது அமிலத் தன்மையுடையதா அல்லது காரத் தன்மையுடையதா எனத் தெரியுமாயின், அதற்கேற்ப அதன் வாய்பாட்டை எழுதலாம்; அமிலமாக இருப்பின் ஹைட்ரஜனை முன்பு வைத்தும் காரமாக இருந்தால் உலோகத்தை முன்பு வைத்தும் வாய்பாட்டைக் குறிப்பிடலாம். எடுத்துக்காட்டாக, போரிக் அமிலத்தை $B(OH)_3$ என்று எழுதாமல் H_3BO_3 என்ற வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கிறோம். ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடை H_3FeO_3 என்று குறிப்பிடாமல் $Fe(OH)_3$ என்று குறிப்பிடுகிறோம்.

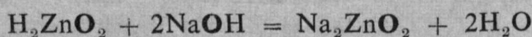
அமில மற்றும் கார ஹைட்ராக்ஸைடுகளுடன் ஈரியல்பு ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் உள்ளன. இவை ஊடகத்தைப் பொருத்து அமிலங்களாகவோ அல்லது காரங்களாகவோ செயல்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டுகள்: $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$; உலோகங்களைப் பற்றி படிக்கும்போது இவற்றைப் பற்றித் தெரிந்துகொள்ளலாம்.

ஈரியல்பு ஹைராக்ஸைடுகள் அமிலங்கள் மற்றும் காரங்கள் ஆகிய இரண்டுடனும் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, சிங்க் ஹைட்ராக்ஸைடு அமிலங்களில் கரைந்து சிங்க் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது:



$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O$$

சிங்க் ஹைட்ராக்ஸைடு காரங்களிலும் கரைகிறது. இங்கு சிங்க் சிக் H_2ZnO_2 அமிலமாகச் செயல்பட்டு இவ்வமிலத்தின் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.



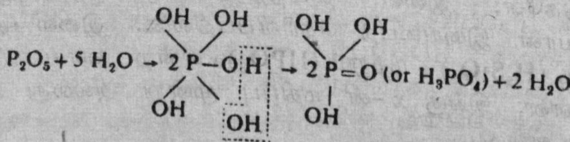
$$H_2ZnO_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

நடைமுறையில், நீரேறிய ஆக்ஸைடுகளின் தன்மை மற்றும் அவற்றின் வகை ஆகியவற்றைக் கண்டறிவதற்கு அவை நீரில் கரையக் கூடியவைகளாக இருப்பின் (கரையும் அமிலங்கள், காரங்கள்) நிலைகாட்டிகளைப் பயன்படுத்தலாம்; இல்லையெனில் அவை அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களுடன் செயல்படும் விதத்தைக் கொண்டு கண்டறியலாம்.

அமில ஹைட்ராக்ஸைடுகள் காரங்களில் கரைகின்றன; ஆனால் பிற அமிலங்களில் கரைவதில்லை. கார ஹைட்ராக்ஸைடுகள் அமிலங்களில் கரைகின்றன; ஆனால் காரங்களில் கரைவதில்லை. ஈரியல்பு ஹைட்ராக்ஸைடுகள் அமிலங்கள் மற்றும் காரங்கள் ஆகிய இரண்டிலும் கரைகின்றன.

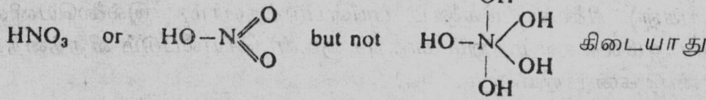
எந்த ஒரு ஹைட்ராக்ஸைடினுடைய இயைபையும் $R(OH)x$ என்ற பொது வாய்பாட்டால் தெரிவிக்க வேண்டும்; இங்கு x என்பது தனிமம் R-ன் இணைதிறனைக் குறிக்கும். இருப்பினும், R-ன் இணைதிறனை இரண்டுக்கும் அதிகமாகக் கொண்ட ஹைட்ராக்ஸைடுகள் பிளவடைந்து குறைந்த அளவு நீருடைய சேர்மங்களாக மாறிவிடுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, மூவிணைதிறன் குரோமியத்தின் ஹைட்ராக்ஸைடு $Cr(OH)_3$ என்ற வடிவில் நிலவியிருக்கலாம்; ஆனால் $Cr\langle^{O}_{OH}$ என்றும் நிலவியிருக்கமுடிகிறது.

நான்கிற்கும் அதிகமான இணைதிறனைக் கொண்ட தனிமங்கள், ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளின் முழுமையான எண்ணிக்கையுடனான ஹைட்ராக்ஸைடுகளை ஒரு போதும் உண்டாக்குவதில்லை. எனவே, ஐந்திணைதிறன் பாஸ்பரஸ், $P(OH)_5$ என்ற நீரேறிய ஆக்ஸைடின் வாய்பாட்டைப் பெற்றிருக்க வேண்டும்; ஆனால் ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம் உயர் அளவு ஹைட்ரஜனைக் கொண்ட பாஸ்பரஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு, மூன்று ஹைட்ராக்சில் உறுப்புகளை மட்டும் தான் பெற்றுள்ளது. பாஸ்பாரிக் நீரிலி P_2O_5 மற்றும் நீரிலிருந்து இது உண்டாதலை பின்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்:

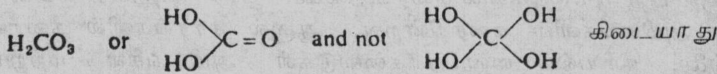


இரண்டாவது வரிசையிலுள்ள தனிமங்களின் அணுக்கள் மூன்று ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுக்கும் அதிகம் இல்லாமல் அவற்

ரேடு இணைந்திருக்கலாம் என சோதனையின் புள்ளி விபரம் காட்டுகிறது. எனவே, நைட்ரிக் அமிலத்தின் வாய்பாடு:



கார்போனிக் அமிலத்தின் வாய்பாடு :



மூன்று மற்றும் நான்காவது வரிசையைச் சேர்ந்த தனிமங் களின் அணுக்கள், பொதுவாக நான்கு ஆக்ஸிஜன் அணுக்களோடு வேதிய முறையில் இணைந்து காணப்படுகின்றன. இவற்றின் ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் வாய்பாடுகளை நோக்கினல் இது புலனாகும்.

சிலிசிக் அமிலம்	பாஸ்பாரிக் அமிலம்	சல்ஃபூரிக் அமிலம்	பெர்குளோரிக் அமிலம்
H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$

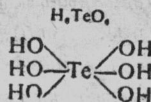
ஜெர்மானிக் அமிலம்	ஆர்சினிக் அமிலம்	செலினிக் அமிலம்	பெர்மாங்கனிக் அமிலம்
H_4GeO_4	H_3AsO_4	H_2SeO_4	$HMnO_4$

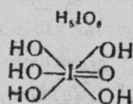
மெட்டாசிலிசிக் H_2SiO_3 மற்றும் மெட்டாபாஸ்பாரிக் HPO_3 போன்ற அமிலங்களை மேலெழுந்தவாறு நோக்குகையில் இவ் விதிக்கு விலக்காகத் தோன்றும். இருப்பினும் இவ் வமிலங்களுக் காக மேலே கொடுக்கப்பட்ட வாய்பாடுகள் இவற்றின் முற்றுரு வாய்பாடுகளே; இவை இவற்றினுடைய மூலக்கூறுகளின் உண்மையான இயைபைத் தெரிவிப்பதில்லை. இவை தற்கால விவரப்படி $(H_2SiO_3)x$ மற்றும் $(HPO_3)x$ என்ற வாய்பாடுகளைப் பெற்றுள்ளன; இங்கு x-ன் மதிப்பு மூன்று அல்லது அதற்கு மேலாக உள்ளது.

ஐந்தாவது வரிசையைச் சேர்ந்த ஒரு தனிமத்தின் அணுவைச் சுற்றியவாறு இணைக்கக் கூடிய ஆக்ஸிஜன் அணுக்களின் அதிக

எண்ணிக்கை ஆறு ஆகும். டெலூரிக் மற்றும் பெர் அயோடிக் அமிலங்கள் எடுத்துக்காட்டுகளாகும்:

டெலூரிக் அமிலம் பெர் அயோடிக் அமிலம்



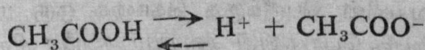


எனவே, ஹைட்ராக்ஸைடு மூலக்கூறுகளின் இயைபு தனிமங்களின் இணை திறனல் மட்டும் (இது அட்டவணையில் தனிமம் பெற்றுள்ள இடத்தைச் சார்ந்துள்ளது) நிர்ணயிக்கப்படாமல், தனிமம் அமைந்து காணப்படும் வரிசையினலும் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது என அறிகிருேம்.

88. அயனிச் சமநிலையின் பெயர்வு (Shift of Ionic Equilibria)

பிறவேதியியச் சமநிலையைப் போலவே, மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களில் அயனிகளுக்கும் அயனியாகாத மூலக்கூறுகளுக்கும் இடையே நிலவும் சமநிலையும், வெளி நிபந்தனைகள் மாருமல் இருக்கும்வரை மாருமல் உள்ளது; இந்த நிபந்தனைகளில் ஏதேனும் மாற்றம் உண்டாவது சமநிலையை ஏதேனும் ஒரு திசையில் பெயர்வு அடையச் செய்கிறது. நீரைச் சேர்ப்பதன் மூலம் கரைசலின் கன அளவை அதிகரித்தால், புதிய அளவுகளில் அயனிகள் உண்டாகும் திசையில் (அயனியாதல் வீதம் அதிகரிக்கிறது) சமநிலை பெயர்வு அடைகிறது என முன்பே கண்டோம்; ஆவியாக்குதல் மூலம் கன அளவைக் குறைப்பது இதற்கு எதிரான விளைவைத் தோற்றுவிக்கிறது.

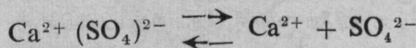
கரைசலிலுள்ள ஏதேனும் ஒரு அயனியின் அடர்வை மாற்றினலும் சமநிலை பாதிக்கப்படுகிறது: அடர்வு அதிகமாவது சமநிலையை அயனியாகாத மூலக்கூறுகள் உண்டாகும் திசையில் பெயர்வு அடையச் செய்து, அதே சமயத்தில் மற்ற அயனியின் அடர்வை குறைக்கச் செய்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, அதிக அளவு CH_3COO^- அயனியைக் கொண்ட ஒரு அசிட்டேட் உப்புக் கரைசலை அசிட்டிக் அமிலத்தின், CH_3COOH கரைசலுடன் சேர்த்தால், அயனிச் சமநிலை இடதுபுறமாக, பெயர்வு அடைகிறது; அதாவது அசிட்டிக் அமிலத்தின் அயனியாதல் வீதம் குறைகிறது.



$$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-$$

எனவே, **ஒரு வலுவற்ற மின்பகு பொருளின் கரைசலுடன் ஒத்த அயனிகளைச்** (மின்பகு பொருளின் அயனிகளில் ஏதேனும் ஒன்றை ஒத்த அயனிகள்) **சேர்ப்பது அதன் அயனியாதல் வீதத்தை குறையச் செய்கிறது** என அறிகிறோம். மாறாக, ஏதேனும் ஒரு அயனியின் அடர்வை குறையச் செய்வது, மூலக்கூறுகளின் புதிய பகுதிகளை அயனியாகச் செய்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ராக்சில் அயனியை மேற்கண்ட அமிலக் கரைசலுடன் சேர்த்தால், H^+ அயனிகள் நீக்கப்படுவதன் காரணமாக அமிலம் அயனியாவது அதிகரிக்கிறது.

இனி, ஒரு மின்பகு பொருளின் பூரிதக் கரைசலில் சமநிலை பெயர்வு அடைதலைக் கவனிப்போம். ஒரு திண்மப் பொருளை நீரில் கரைக்கும் போது கரைசல் பூரிதம் அடைந்ததும் கரைவது நின்று விடுகிறது என முன்பே கூறப்பட்டுள்ளது; அதாவது கரைசலில் உள்ள மூலக்கூறுகளுக்கும் திண்மத்தில் உள்ள மூலக்கூறுகளுக்கும் இடையே ஒரு சமநிலை எய்தியதும் திண்மம் கரைவது நின்று விடுகிறது. அயனிப் படிகங்களைக் கொண்ட உப்புகள் போன்ற மின்பகு பொருள்களைக் கரைக்கும்போது தனித்தனி அயனிகள் (மூலக்கூறுகள் இல்லை) கரைசலினூடே செல்கின்றன; அடுத்து கரைசலிலுள்ள அயனிகளுக்கும் கரைபொருளின் திண்ம நிலைமைக்கும் இடையே, சரியாகக் கூறவேண்டுமானால், கரைசலிலுள்ள தனி அயனிகளுக்கும் உப்புப் படிகங்களில் கட்டுப்பட்டுள்ள அயனிகளுக்கும் இடையே சமநிலை உண்டாகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, கால்சியம் சல்ஃபேட்டின் $CaSO_4$ பூரிதக் கரைசலில் பின்கண்ட சமநிலை நிலவ வேண்டும் :



$$Ca^{2+}(SO_4)^{2-} \rightleftharpoons Ca^{2+} + SO_4^{2-}$$

திண்ம உப்பில் கட்டுப் பட்ட அயனிகள் கரைசலில் தனி அயனிகள்

பல படித்தான இச் சமநிலைக்கு நிறைதாக்க விதியைப் பயனாக்கி சமநிலை மாறிலிக்கான கோவையில் திண்ம நிலைமையின் அடர்வு சேர்க்கப்படவில்லை என்பதை கவனத்தில் கொண்டு பின் வருமாறு எழுதலாம் :

$$[Ca^{2+}]\cdot[SO_4^{2-}] = K$$

எனவே, **ஒருகுறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், இலேசாகக் கரையும் ஒரு மின்பகு பொருளின் பூரிதக் கரைசலில் அதன் அயனிகளினுடைய அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகை ஒரு மாறிலியாகும்.** இம் மதிப்பு மின்பகு பொருளின் கரையும் திறனை சிறப்பிப்பதால்,

இதனை **கரைதிறன் பெருக்கம் (Solubility Product)** என்கிறோம்; சுருக்கமாக க.பெ. **SP** எனக் குறிப்பிடுவதுண்டு.

மேற்கண்ட சமன்பாட்டில் K-ஐ SP_{caso_4}- ஆல் பதிலீடு செய்யக் கிடைப்பது,

$$SP_{caso_4} = [Ca^{2+}].[SO_4^{2-}]$$

மின்பகு பொருளின் கரைதிறன் தெரியுமானால், கரைதிறன் பெருக்கத்தின் மதிப்பை எளிதில் கண்டறியலாம். எடுத்துக் காட்டாக, 20°C-ல் கால்சியம் சல்ஃபேட்டின் கரைதிறன் $1{\cdot}5\times10^{-2}$ மோல் / லிட்டர் ஆகும். இதன் பொருள் 20°C-ல் $CaSO_4$-ன் ஒரு லிட்டர் பூரிதக் கரைசலில் $1{\cdot}5\times10^{-2}$ மோல் $CaSO_4$ அடங்கியுள்ளது என்பதாகும். அயனியாகும்போது ஒவ்வொரு $CaSO_4$ 'மூலக்கூறும்' ஒரு Ca^{2+} அயனியையும் ஒரு SO_4^{2-} அயனியையும் தருவதால், இவை ஒவ்வொன்றின் அடர்வும் $1{\cdot}5\times10^{-2}$ கி-அயனி / லிட்டருக்குச் சமமாகும் என்பது தெளிவு. எனவே கால்சியம் சல்ஃபேட்டின் கரைதிறன் பெருக்கம் :

$$SP_{CaSO_4} = [Ca^{2+}].[SO_4^{2-}] = 1{\cdot}5\times10^{-2}\times1{\cdot}5\times10^{-2} = 2{\cdot}25\times10^{-4}$$

அயனிக் கொள்கையின் அடிப்படையில் செய்யப்பட்ட மேற்கண்ட கணக்கீடு மிகவும் சரியானது அல்ல; ஏனெனில், இங்கு, அயனிகளுக்கு இடையே நிலவும் நிலைமின் விசைகள் மின்பகு பொருளின் கரைதிறனை எவ்வாறு பாதிக்கிறது என்பது கணக்கில் எடுத்துக் கொள்ளப்படவில்லை. இச் செயலை கணக்கில் எடுத்துக் கொண்டால், $CaSO_4$-க்கு பெறப்பட்ட மதிப்புச் சிறிது குறைவாக இருக்கும். மிகவும் இலேசாகக் கரையும் மின்பகு பொருள்களில் இவ்விசைகளின் செயலைப் புறக்கணித்து விடலாம்.

மின்பகு பொருளின் மூலக்கூறு இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஒத்த அயனிகளைப் பெற்றிருப்பின், கரைதிறன் பெருக்கத்தை கணக்கீடு செய்யும்போது, இவ்வயனிகளின் அடர்வுகளை உரிய அடுக்கு மூலம் தெரிவிக்கவேண்டும். எடுத்துக்காட்டு :

$$SP_{PbI_2} = [Pb^{2+}] . [I^-]^2$$

இப்போது, கால்சியம் சல்ஃபேட்டின் பூரிதக் கரைசலுடன் சிறிது அதிகமாகக் கரையும் ஏதேனும் ஒரு அயனியை பொதுவாகக் கொண்ட ஒரு மின்பகு பொருளை, எடுத்துக்காட்டாக பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டைச் சேர்த்தால் என்ன நிகழும்? SO_4^{2-}

அயனியின் அடர்வு அதிகமாவதன் காரணமாக, கரைசலில் நிலவியிருக்கும் சமநிலை திண்ம $CaSO_4$ உண்டாகும் திசையில் பெயர்வு அடையும் என்பது தெளிவு. அதாவது, Ca^{2+} மற்றும் SO_4^{2-} அயனிகள் கரைசலினின்று நீக்கப்பட்டு, இவற்றின் அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகை மீண்டும் $CaSO_4$-ன் கரைதிறன் பெருக்கத்திற்குச் சமமாகும் வரை $CaSO_4$ வீழ்படிவு உண்டாகும். இதனால், கரைசலில் கால்சியம் சல்ஃபேட்டின் அளவு குறைகிறது.

மேற்கண்டதன் உண்மையைச் சோதனை மூலம் விளக்கலாம் : கால்சியம் சல்ஃபேட்டின் பூரிதக் கரைசலுடன் சிறிது அடர் K_2SO_4 கரைசலைச் சேர்த்தால், வெண்மை நிற படிகவடித்தான $CaSO_4$ வீழ்படிவு உடனடியாகத் தோன்றுகிறது.

எனவே, **ஒரு மின்பகு பொருளின் கரைசலுடன் ஒத்த அயனிகளைச் சேர்க்கும்போது அதன் கரைதிறன் குறைகிறது** என அறிகிறோம். கரைசலிலுள்ள அயனிகளில் ஏதேனும் ஒரு வகை அயனிகளை, சேர்க்கப்பட்ட அயனிகள்கட்டுப்படுத்தி பெரிய (சிக்கலான) அயனிகளை உண்டாக்கும் எடுத்துக் காட்டுகளே இவ்விதிக்கு விலக்காக உள்ளன.

இதிலிருந்து, ஒரு வினையின்போது இலேசாகக் கரையும் எந்த ஒரு மின்பகு பொருளின் அயனிகளின் அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகை அதன் கரைதிறன் பெருக்கத்தைவிட அதிகமாகும் போதெல்லாம் அதன் வீழ்படிவு தோன்றக்கூடும் என அறிகிறோம்.

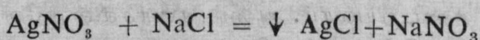
வினைகளின் போது வீழ்படிவுகள் உண்டாதல் அல்லது கரைதல் பற்றிய பல பிரச்சனைகளைத் தீர்த்து வைக்க கரைதிறன் பெருக்க விதி மிகவும் பயனுடையதாக உள்ளது; முக்கியமாக பகுப்பாய்வு வேதியியலில் மிகவும் முக்கியம் வாய்ந்ததாக உள்ளது. இருப்பினும், **கரைதிறன் பெருக்கம் இலேசாகக் கரையும் பொருள்களுக்கும்** மற்றும் கரைசலில் சேர்க்கப்பட்ட ஒத்த அயனிகளின் அடர்வு மிகவும் அதிகமாக இல்லாத நிபந்தனையிலும் தான் **மாறிலியாக உள்ளது** என்பதனை கவனத்தில் கொள்ள வேண்டும். கரையும் மின்பகு பொருளை எடுத்துக் கொண்டால், பூரிதக்கரைசலில் அதன் அயனிகளின் அடர்வுகளின் பெருக்குத்தொகை, பிற பொருள்கள் அதிக அல்லது குறைந்த அளவுகளில் இருப்பதைப் பொருத்து மிகவும் அதிகமாக மாறுபட்டிருக்கலாம்.[1] எனவே இதுபோன்ற எடுத்துக்காட்டுகளில், கரைதிறன் பெருக்க விதி பங்கு பெறும் கணக்கீடுகள் சரியான முடிவுகளைத்

[1] அயனிகளின் வினை வலிவு எண்களில் மாற்றங்கள் நிகழ்வதால் இம்மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன.

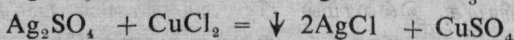
தருவதில்லை. எனினும், பகுப்பாய்வு வேதியியலில் பல்வேறு வினைகளுக்கு பண்புசார்ந்த விளக்கங்களை சிறந்த முறையில் தெரிவிப்பதற்கு, கரைதிறன் பெருக்கவிதி மிகவும் பயனுடையதாக உள்ளது.

89. மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களில் வினைகளை அவற்றின் அயனிகளுக்கு இடையேயான வினைகள் எனக் கருதுதல்

தற்கால கருத்துக்களின்படி, ஒரு வலுவான மின்பகு பொருளை நீரில் கரைக்கும்போது, அதன் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றில்லாமல் அயனிகளைக்கொண்ட கரைசலே நமக்குக்கிடைக்கிறது. ஒவ்வொரு அயனியும் அதற்கே உரித்தான சிறப்புப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது; இப்பண்புகளை எந்தக் கரைசலிலும் பிற அயனிகள் இருப்பினும் தக்கவைத்துக் கொண்டுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, எந்தக் காரத்தை எடுத்துக்கொண்டாலும் ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் நீலலிட்மஸ் தாளை சிவப்பாக மாற்றுகின்றன. கரைசலுக்கு சோப்பினை ஒத்த சுவையைத் தருகின்றன. எனவே, ஒரு மின்பகு பொருளின் கரைசல், முக்கியமாக அயனிகள் (அல்லது அவற்றின் ஹைட்ரேட்டுகள்) மற்றும் நீர் மூலக்கூறுகளின் கலவையாக உள்ளது. ஆகவே இரண்டு வலுவான மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களைக் கலக்கும் போது, அவற்றின் அயனிகள் மட்டுமே (கரைசலில் நிலிவியில்லாத அவற்றின் மூலக்கூறுகள் அல்ல) வினையில் பங்கு பெறுகின்றன. எனவே, வினையின் முடிவு, தொடக்கக் கரைசல்களில் அடங்கியிருந்த அயனிகளின் வகைகளையே முழுமையாக சார்ந்துள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, சில்வர் உப்புகளைக்கொண்ட கரைசல்களை பல்வேறு குளோரைடு உப்புகளின் கரைசல்களுடன் கலக்கும் போது நிகழும் வினைகளைக் கவனிப்போம்.



$$AgNO_3 + NaCl = \downarrow AgCl + NaNO_3$$



$$Ag_2SO_4 + CuCl_2 = \downarrow 2AgCl + CuSO_4$$



$$CH_3COOAg + KCl = \downarrow AgCl + CH_3COOK$$

எல்லாவினைகளிலும் கரையாத தயிர் போன்ற வெண்மையான வீழ்படிவு உண்டாகிறது.

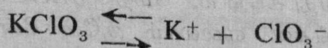
மூன்று வெவ்வேறான இணை பொருள்கள் வினைபுரியும் போது ஒத்த வீழ்படிவு உண்டாதலை மூலக்கூறு கொள்கையின் அடிப்படையில் விளக்குவது கடினம். மேற்குறிப்பிட்ட எடுத்துக்காட்டுகளில் வினைபொருள்கள் எல்லாம் குளோரின் மற்றும் சில்வர் தனிமங்களை பெற்றிருப்பதுதான் இதற்குக் காரணம் என்று

கொண்டால் பல எடுத்துக்காட்டுகளை வரிசையாகக் குறிப்பிட லாம்; ஆனால் இவற்றில் AgCl வீழ்படிவு கிடைப்பதில்லை. எடுத் துக்காட்டாக, பொட்டாசியம் குளோரேட் $KClO_3$ கரைசலை சில் வர் நைட்ரேட் $AgNO_3$ கரைசலுடன் வினைப்படுத்தினால், பொட் டாசியம் குளோரேட்டில் குளோரின் இருந்தும் எந்த வீழ்படிவும் தோன்றுவதில்லை. குளோரின் தனிமத்தைக் கொண்ட குளோர ஃபார்ம், $CHCl_3$ குளோரோபிக்ரின் $CCl_3 NO_2$ போன்ற பல் வேறு கரிமச்சேர்மங்களை சில்வர் உப்புகளுடன் வினைப்படுத்தி னால் வீழ்படிவு உண்டாவதில்லை.

ஆனால், அயனிக்கொள்கையை எடுத்துக்கொண்டால் இதற் கான காரணங்கள் எளிதில் புலனாகும். தொடக்கப் பொருள்கள் அப்படியே வினையில் பங்கு பெறுவதில்லை; கரைசலில் உண்டா கும் அயனிகளே வினையில் பங்கு பெறுகின்றன. எல்லா சில்வர் உப்புகளின் கரைசல்களும் எப்போதும் Ag^+ அயனியை பிற அயனிகளுடன் பெற்றுள்ளன. மற்றும் எல்லா குளோரைடு உப்பு களின் கரைசல்களும் Cl^- அயனியைப் பெற்றுள்ளன. இக்கரை சல்களை இணைகளாகக் கலக்கும் போது ஒவ்வொரு இணையிலும் ஒரேவகையான அயனிகளுக்கு இடையே, அதாவது Cl மற்றும் Ag^+ அயனிகளுக்கு இடையே ஒரு வினை நிகழ்வதற்கான வாய்ப்பு உண்டாக்கப்படுகிறது; எனவேதான் மூன்று எடுத்துக் காட்டுகளி லும் சில்வர் குளோரைடு என்ற ஒரே வீழ்படிவைப் பெறுகிறோம். கரைசலில் ஒவ்வொரு முறையும் சில்வர் அயனி குளோரைடு அயனியைச் சந்திக்கும்போது சில்வர் குளோரைடு வீழ்வடிவு உண்டாகும் என்பது தெளிவு.

எனவே, கரைசலில் சில்வர் அயனியைக் கொண்டு குளோ ரைடு அயனியையும் குளோரைடு அயனியைக்கொண்டு சில்வர் அயனியையும் கண்டறியலாம். ஆனால், கரைசலில் குளோரின், தனி Cl^- அயனியாக இல்லாமல் பிற அயனிகளின் பகுதியாகவோ அல்லது அயனியாகாத மூலக்கூறுகளாகவோ இருப்பின் சில்வர் அயனியால் குளோரினைக் கண்டறியமுடியாது.

பொட்டாசியம் குளோரேட் மற்றும் குளோரினைப் பெற்றுள்ள கரிமச் சேர்மங்கள் சில்வர் உப்புகளுடன் செயல்படும்போது AgCl வீழ்படிவை உண்டாக்குவதில்லை என மேலே தெரிவிக்கப் பட்டது; இதற்குக் காரணம் பொட்டாசியம் குளோரேட் பின் கண்டவாறு அயனிப்பதாகும்.



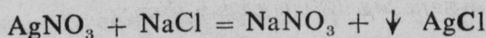
$$KClO_3 \rightleftharpoons K^+ + ClO_3^-$$

எனவே, இதன் கரைசலில் Cl^- அயனிகள் இருப்பதில்லை. இங்குக் குறிப்பிட்ட கரிம குளோரின் சேர்மங்கள் அயனிப்பதே இல்லை.

இவையெல்லாம், **கரைசலில் மின்பகு பொருள்களுக்கு இடையே நிகழும் வினைகள் அயனிகளுக்கு இடையே நிகழும் வினைகளே ஆகும்** என்பதைத் தெளிவுபடுத்துகின்றன.

90. அயனிச் சமன்பாடுகள்

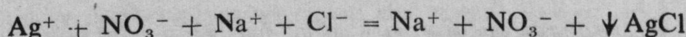
சாதாரண வேதியியச் சமன்பாடுகளில் மூலக்கூறுகள் அயனியாதலை எடுத்துக் கொள்வதில்லை. எனவே, கரைசலில் மின்பகு பொருள்களுக்கு இடையே நிகழும் வினைகளின் தன்மையை தெரிவிப்பதற்கு அயனிச் சமன்பாடுகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இதுபோன்ற சமன்பாட்டை முன் பத்தியில் பார்த்த ஏதேனும் ஒரு வினைக்கு எவ்வாறு வருவிப்பது எனப் பார்ப்போம்.



$$AgNO_3 + NaCl = NaNO_3 + \downarrow AgCl$$

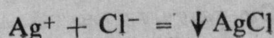
இவ்வினையை நடைபெறச்செய்ய $AgNO_3$ மற்றும் $NaCl$ கரைசல்களை நாம் கலக்குகிறோம். இதன் விளைவாக $AgCl$ வெண்மை நிறவீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது; $NaNO_3$ கரைசலில் தங்குகிறது.

$AgNO_3$, $NaCl$ மற்றும் $NaNO_3$ ஆகிய உப்புகள் கரைசலில் முழுமையாக அயனியாகின்றன என்றும் வீழ்படிவு $AgCl$ மட்டும் இணைந்த அயனிகளைக் கொண்டுள்ளது என்றும் வைத்துக் கொண்டு மேற்குறிப்பிட்ட சமன்பாட்டைப் பின்வருமாறு எழுதலாம் :



$$Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- = Na^+ + NO_3^- + \downarrow AgCl$$

இப்போது, கரைசல்கள் கலக்கப்பட்டபோது என்ன மாற்றம் நிகழ்ந்தது? NO_3^- மற்றும் Na^+ அயனிகள் கலப்பதற்கு முன்பு தனித் தனியாக இருந்ததுபோலவே பின்பும் காணப்படுகின்றன. Ag^+ மற்றும் Cl^- அயனிகளுக்கு இடையே மட்டும் வினை நிகழ்ந்து கரையாத சில்வர் குளோரைடு உண்டாகிறது. எனவே, NO_3^- மற்றும் Na^+ அயனிகள் வினையில் பங்கு பெறவில்லை. எனவே, இதுவரை குறிப்பிடப்பட்ட வினைகளில் நீர் அல்லது காற்று பங்கு பெறுவதைக் காட்டாதது போலவே, இங்கும் இவ்வயனிகள் வினையில் பங்கு பெறுவதை காட்ட வேண்டிய அவசியம் இல்லை. இவ்வயனிகளின் குறியீடுகளைச் சமன்பாட்டின் இருபக்கமும் நீக்கக் கிடைப்பது,



$$Ag^+ + Cl^- = \downarrow AgCl$$

இதுவே எடுத்துக் கொண்ட வினையின் அயனிச் சமன்பாடாகும். இது, மூலக்கூறு சமன்பாட்டைவிட மிகவும் எளியது; அதே சமயத்தில், வினையில் நடக்கும் எல்லா முக்கியக் கருத்துக்களையும் வெளிபடுத்துகிறது. எந்தக் கரையும் சில்வர் உப்புகள் மற்றும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தையும் எடுத்துக்கொண்டாலும் இவற்றிற்கு இடையே நிகழும் வினையை இதே ஒத்த அயனிச் சமன்பாட்டின் வாயிலாகத் தெரிவிக்கலாம்; ஏனெனில், இவை யாவற்றிலும் ஒத்த வேதியிய வினையே; அதாவது, குளோரைடு அயனி சில்வர் அயனியுடன் கூடி சில்வர் குளோரைடு உண்டாகும் வினையே நடைபெறுகிறது.

எனவே, அயனிச் சமன்பாடுகள் மூலக்கூறு சமன்பாடுகள் போல், குறிப்பிட்ட பொருள்களுக்கு இடையே நிகழும் எந்த ஒரு வினைக்கும் உரியதாக இருப்பதில்லை; மாறாக, ஒத்த பல வினைகளை ஒருங்கே கொண்டுள்ளது. இதுவே இவற்றின் மதிப்பையும் முக்கியத்துவத்தையும் தெரிவிப்பதாக உள்ளது.

91. மின்பகு பொருள் கரைசல்களில் பரிமாற்ற வினைகளின் வழிமுறை (Mechanism of Exchange Reactions in Electrolyte Solutions)

நீர்க்கரைசலில் மின்பகு பொருள்களின் இடையே நிகழும் பல வினைகள் பரிமாற்ற வினைகளாக உள்ளன. இனி, வலுவான மின்பகு பொருள்கள் முழுவதுமாக அயனியாகின்றன என்ற அனுமானத்தின் அடிப்படையில் இவ்வினைகளின் வழிமுறைகளை சிறிது விரிவாகக் காண்போம்.

பொதுவான வடிவில் ஒரு பரிமாற்ற வினை பின்கண்டவாறு தெரிவிக்கப்படுகிறது.

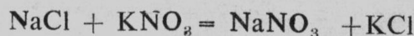


$$AB + CD = AD + CB$$

AB மற்றும் CD, அவற்றின் கரைசல்களில் A^+, B^-, C^+ மற்றும் D^- ஆகிய தனி அயனிகளை மட்டும் பெற்றிருக்கும் அளவிற்கு வலுவான மின்பகு பொருள்கள் எனக் கொள்க. பின் வினையின் விளைவு, முழுவதுமாக விளைபொருள்களான AD மற்றும் CB-யின் கரைதிறன் மற்றும் அயனிக்கும் தன்மை ஆகியவற்றைப் பொருத்துக் காணப்படும். இரண்டு முக்கிய வகைகள் இருக்கக் கூடும்: (1) விளைபொருள்களும் நீரில் எளிதின் கரையும் வலுவான மின்பகு பொருள்களாக இருக்கலாம்; (2) ஒன்று அல்லது இரண்டு விளைபொருள்களுமே கரையாதவைகளாகவோ அல்லது வலுவற்ற மின்பகு பொருள்களாகவோ இருக்கலாம்.

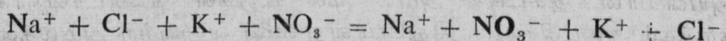
இரண்டு வகைகளிலும் என்ன நிகழ்கின்றன என்பதைக் காண சில சிறந்த எடுத்துக்காட்டுகளைக் கவனிப்போம்.

இரு வலுவான மின்பகு பொருள்களின், எடுத்துக்காட்டாக, NaCl மற்றும் KNO_3-ன் கரைசல்களைக் கலந்தால், இவற்றிற்கு இடையே நிகழும் வினையினை மூலக்கூறு வடிவில் பின்கண்ட சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம்:



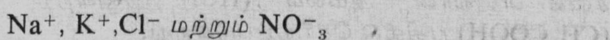
$$NaCl + KNO_3 = NaNO_3 + KCl$$

$NaNO_3$ மற்றும் KCL எளிதில் நீரில் கரையக்கூடியவையாக இருபபதால், இவ்வினை முழுமைப்பெறுமல் வினைபுரியும் மற்றும் விளையும் உப்புகளுக்கு இடையே ஒரு சமநிலை நிலவுகிறது என முன்பு கருதப்பபடடது. இப்போது, எல்லா நான்கு உப்புகளும் வலுவான மின்பகுபொள்களாக இருப்பதால் முழுமையாக அயனியாகின்றன என அறிவோம். எனவே, வினையை அயனிச் சமன்பாட்டின் மூலம் எழுதலாம்.



$$Na^+ + Cl^- + K^+ + NO_3^- = Na^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^-$$

கரைசல்கள், கலந்தாலும் கலக்கப்படவில்லை என்றாலும் தனி அயனிகளை மட்டுமே பெற்றிருக்கும் என்பது தெளிவு:



$$Na^+, K^+, Cl^- \text{ மற்றும் } NO^-_3$$

எனவே, **இவ்வகையில் எவ்வித வினையும் நிகழ்வதில்லை.** இம்முடிவு, NaCl மற்றும் KNO_3 கரைசல்களை கலக்கும்போது வெப்பம் வெளிப்படுவதோ அல்லது உட்கொள்ளப்படுவதோ நிகழ்வது இல்லை என்ற அடிப்படையில் உறுதி செய்யப்படுகிறது. வெப்ப மாற்றம் நிகழாதிருப்பது வினை நிகழவில்லை என்பதைக் குறிக்கும்.

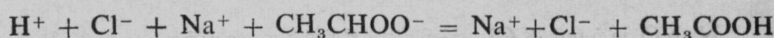
விளைபொருள்களில் ஏதேனும் ஒன்று வலுவற்ற மின்பகு பொருளாக இருப்பின் இது முற்றிலும் மாறுபட்டு இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் அசிட்டேட் CH_3COONa கரைசலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் கலக்கும்போது நிகழும் வினையை எடுத்துக்கொள்க.



$$CH_3COONa + HCl = CH_3COOH + NaCl$$

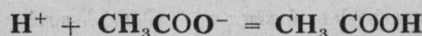
கலப்பதற்கு முன்பு கரைசல்கள் Na^+, CH_3COO^-, H^+ மற்றும் Cl^- அயனிகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. கலந்த பிறகு CH_3COO^- மற்றும் H^+ அயனிகள் கூடி வலுவற்ற மின்பகு பொருளான அசிட்டிக் அமிலத்தின் அயனியாகாத மூலக்கூறுகளாக மாறு

கின்றன. இவ்வாறு நிகழ்வது கரைசலில் உள்ள H^+ மற்றும் CH_3COO^- அயனிகளின் அளவு அசிட்டிக் அமிலத்தின் குறைந்த வீத அயனியாதலை எட்டும்வரை நடைபெறுகிறது. இதன் காரணமாக, கரைசல் Na^+, Cl^- அயனிகளையும் CH_3COOH மூலக்கூறுகளையும் மற்றும் மிகமிகக் குறைந்த அளவில் H^+ அயனி மற்றும் $CH_3\ COO^-$ அயனியையும் பெற்றிருக்கும். பின்னதைப் புறக்கணித்துவிட்டு, வினையை பின்கண்ட அயனிச் சமன்பாட்டின்படி தெரிவிக்கலாம்.



$$H^+ + Cl^- + Na^+ + CH_3CHOO^- = Na^+ + Cl^- + CH_3COOH$$

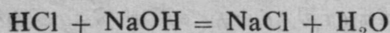
அல்லது, வினையில் பங்கு பெருத அயனிகளை நீக்கிவிட்டால் கிடைப்பது,



$$H^+ + CH_3COO^- = CH_3\ COOH$$

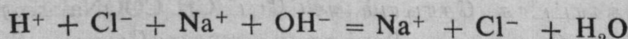
எனவே, வினை H^+ மற்றும் CH_3COO^- அயனிகளிலிருந்து அயனியான அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகள் உண்டாவதாகச் சுருக்கம் அடைகிறது. இதுபோன்ற வினை வலுவற்ற அமிலத்தை அதன் உப்பிலிருந்து ஒரு வலுவான அமிலத்தால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் வினை எனப்படும்; ஏனெனில், வினையின்போது, கரைசலில் வலுவான அமிலம் (HCl) வலுவற்ற அமிலத்தால் (CH_3COOH) பதிலீடு செய்யப்படுகிறது.

இலேசாக அயனியாகும் பொருள் உண்டாகும் வினைக்கான வேறு ஒரு எடுத்துக்காட்டு வலுவான அமிலங்களை வலுவான காரங்கள் நடுநிலையாக்கும் வினையாகும். எடுத்துக்காட்டு:

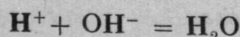


$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

இவ்வினையின்போது உண்டான பொருள்களில் நீர் கிட்டத்தட்ட மிகமிகக் குறைந்த அளவே அயனியாவதால், பின்கண்ட அயனிச் சமன்பாட்டை நாம் பெறுகிறோம்.



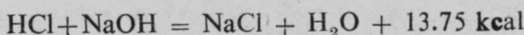
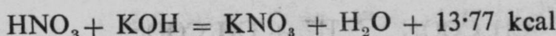
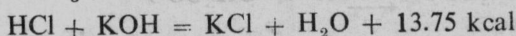
$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$$



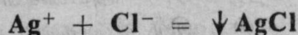
$$H^+ + OH^- = H_2O$$

பின் சமன்பாடு, **ஒரு வலுவான அமிலத்தை ஒரு வலுவான காரம்** நடுநிலையாக்கும் முறையினைத் தெரிவிக்கிறது. எனவே, நடுநிலையாக்கல் வினை H^+ (ஆக்சோனியம்) மற்றும் OH^- அயனிகளிலிருந்து நீர் மூலக்கூறுகள் உண்டாகும் வினையாகச் சுருக்கம் அடைகிறது.

ஒரு வலுவான அமிலத்தை ஒரு வலுவான காரம் நடுநிலை யாக்கும் எந்த ஒரு வினையிலும் H^+ மற்றும் OH^- அயனிகள் கூடுவது மட்டுமே நிகழ்வதால், இதுபோன்ற வினைகளில் வெளி விடப்படும் வெப்பம், அமிலம் அல்லது காரத்தின் தன்மையைச் சார்ந்திராமல் எப்போதும் ஒரே மாதிரியாக இருக்கவேண்டும். இம்முடிவு உண்மையில் சோதனையின் மூலம் உறுதி செய்யப்பட் டுள்ளது: எந்த ஒரு வலுவான அமிலமும் எந்த ஒரு வலுவான காரத்தினுலும் நடுநிலையாக்கப்படும்போது, ஒவ்வொரு கிராம்-மூலக்கூறு நீர் உண்டாகும்போதும் சுமார் *13·8* கி. கலோரி வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது.


$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O + 13.75 \text{ kcal}$$

$$HNO_3 + KOH = KNO_3 + H_2O + 13{\cdot}77 \text{ kcal}$$

$$HCl + KOH = KCl + H_2O + 13.75 \text{ kcal}$$

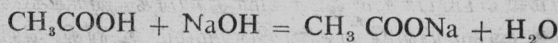
வினையின் விளைபொருள்களுள் ஏதேனும் ஒன்று கரையாமலும் மற்றும் வீழ்படிவாகவோ அல்லது வாயுவாகவோ வெளிப்படும் போது, வலுவற்ற மின்பகு பொருள்கள் உண்டாவதை ஒத்த வினைகளும் நடைபெறுகின்றன. இதற்கு எடுத்துக்காட்டுகளாக, சில்வர் உப்புகளுக்கும் குளோரைடு உப்புகளுக்கும் இடையே நிகழும் மேற்குறிப்பிட்ட வினைகளைக் குறிப்பிடலாம்: இவ்வினைகள் சில்வர் அயனி மற்றும் குளோரைடு அயனியிலிருந்து கரையாத சில்வர் குளோரைடு உண்டாகும் வினைகளாகச் சுருக்கம் அடை கின்றன:


$$Ag^+ + Cl^- = \downarrow AgCl$$

இருப்பினும், சிறிதேனும் கரையாத பொருள்கள் இல்லையாதலால் சில்வர் குளோரைடு உண்டாகும்போது, சிறிதளவு சில்வர் அயனி மற்றும் குளோரைடு அயனி, AgCl-ன் கரைதிறன் பெருக்கத்திற் குரிய அளவில் கரைசலில் தங்கி இருக்கிறது. இந்த அளவு மிக மிகக் குறைவாக இருப்பதால், வினையை அயனிச் சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கும் போது இது புறக்கணிக்கப்படுகிறது. மிக இலேசாகக் கரையும் பொருள்கள் உண்டாகும் பிற வினைகளின் அயனிச் சமன்பாடுகளையும் இதுபோன்றே வருவிக்கலாம்.

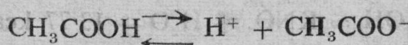
வினைபொருள்களில் ஏதேனும் ஒன்று வலுவற்ற மின்பகுப் பொருளாக இருப்பின் வினை எவ்வாறு நிகழ்கிறது எனக்கவனிப் போம். வினையின் காரணமாக உண்டானபொருள்கள், CH_3COOH மற்றும் KCl கரைசல்களை கலந்தால் உண்டாவதுபோல, வலுவான மின்பகு பொருள்களாக இருப்பின், வினையேதும் நிகழாது. ஆனல் ஒன்று அல்லது இரண்டு விளைபொருள்களுமே

வினைபொருள்களைவிட மேலும் மின்பகு பொருள்களாக இருப்பின், பின்னவை பெரும்பாலும் முழுமையாக மாற்றம் பெறக் கூடும். எடுத்துக்காட்டாக, அசிட்டிக் அமிலத்தை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கொண்டு நடுநிலையாக்குவதைக்கவனி:



$$CH_3COOH + NaOH = CH_3\,COONa + H_2O$$

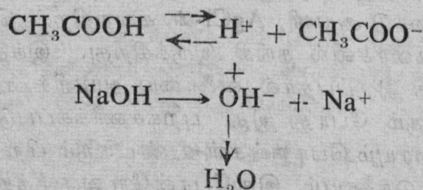
அசிட்டிக் அமிலம் மற்றும் NaOH கரைசல்களைக் கலந்தால், முதலில் Na^+ அயனி, OH^- அயனி மற்றும் அயனியாகா CH_3COOH மூலக்கூறு களுடன் சமநிலையிலுள்ள சிறிதளவு H^+ அயனி CH_3COO^- அயனி ஆகியவற்றைக் கொண்ட கரைசல் கிடைக்கிறது.



$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

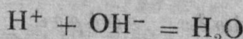
H^+ மற்றும் OH^- அயனிகள் கூடி கிட்டத்தட்ட அயனியாகாத நீர் மூலக்கூறுகளை உண்டாக்குகின்றன. H^+ அயனிகள் மேலும் மேலும் OH^- அயனிகளினால் கட்டுப்படுத்தப்படுவதால், அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகளுக்கும் அதன் அயனிகளுக்கும் இடையே நிலவும் சமநிலை பாதிக்கப்பட்டு புதிய மூலக்கூறுகள் அயனியாகத் தொடங்குகின்றன. இச்செயல், பெரும்பாலும் அசிட்டிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறுகள் அனைத்தும் அயனியாகும் வரை நடைபெறுகிறது.

எனவே, கரைசலில், அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகள் அயனியாதல் மற்றும் H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளிலிருந்து நீர் மூலக்கூறுகள் உண்டாதல் என்ற இரு வினைகளும் ஒரே சமயத்தில் நிகழ்கின்றன. இவையெல்லாவற்றையும் பின்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்.



$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$
$$+$$
$$NaOH \longrightarrow OH^- + Na^+$$
$$\downarrow$$
$$H_2O$$

வலுவான அமிலங்களை வலுவான காரங்கள் நடுநிலையாக்குவதற்கான அதே அயனிச் சமன்பாட்டை இங்கும் நடுநிலை வினையை குறிப்பதற்கும் பயன்படுத்துவது சரியாகாது;



$$H^+ + OH^- = H_2O$$

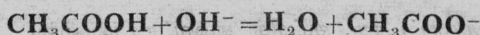
ஏனெனில் தொடக்கக் கரைசலில் தனி ஹைட்ரஜன் அயனி ஏதும் இருப்பது அரிதே. வினை நிகழும்போது அசிட்டிக் அமில மூலக்

கூறுகளிலிருந்து படிப்படியாக ஹைட்ரஜன் அயனி உண்டாகிறது. எனவே, இவ்வினையில் அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகளும் மறைமுகமாக பங்குபெற்றுள்ளன; இது ஹைட்ராக்சில் அயனியால் ஹைட்ரஜன் அயனி நீக்கப்படும்போது மேலும் மேலும் ஹைட்ரஜன் அயனியை வழங்கிக் கொண்டே உள்ளது.

இதனை அயனிச் சமன்பாட்டில் வெளிப்படுத்த தொடக்கக் கரைசலில் நிலவியிருந்தபடி அசிட்டிக் அமிலம் அதன் மூலக்கூறு வடிவில் தெரிவிக்கப்படுகிறது.

$$CH_3COOH + Na^+ + OH^- = H_2O + Na^+ + CH_3COO^-$$

ஒத்த அயனிகளை நீக்கிடக் கிடைப்பது,



$$CH_3COOH + OH^- = H_2O + CH_3COO^-$$

இச் சமன்பாடு, அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகள் மறைமுகமாக பங்கு பெறுவதை தெரிவிப்பதோடு, நீர் மூலக்கூறுகளுடன் வினையின் காரணமாக CH_3COO^- அயனி பெருமளவில் உண்டாவதையும் தெரிவிக்கிறது; தொடக்கக் கரைசலில் இவ்வயனிகளில் ஏதேனும் இருப்பது அரிதே.

அசிட்டிக் அமிலம் நடுநிலையாதல் (வலுவான அமிலங்களை வலுவான காரங்கள் நடுநிலையாக்குதலுக்கு மாறாக) அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகள் அயனியாதல் மற்றும் நீர் மூலக்கூறுகள் உண்டாதல் என்ற இருவினைகளைக் கொண்டிருப்பதால், நடுநிலையாக்கல் வெப்பம் 13.8 கி. கலோ ஆக இருப்பதற்குப் பதிலாக 13.3 கி. கலோரிக்குச் சமமாக உள்ளது. எனவே, 0.5 கி. கலோரி வெப்பம் ஒரு மோல் அசிட்டிக் அமிலம் அயனியாகும்போது உட்கொள்ளப்படுகிறது என்பது தெளிவு. பிற எடுத்துக்காட்டுகளில் வலுவற்ற மின்பகுப் பொருள் அயனியாகும்போது உட்கொள்ளப்படும் வெப்பம் இன்னும் அதிகமாக இருக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு மோல் ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் HClO சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடினால் நடுநிலையாக்கப்படும்போது, 9.84 கி. கலோரி வெப்பம் மட்டும்தான் வெளிவிடப்படுகிறது.

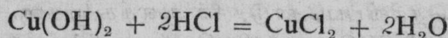
இதுவரை கண்ட அயனி வினைகளின் எடுத்துக்காட்டுகளிலிருந்து பின்வரும் பொதுவான முடிவை மேற்கொள்ளலாம்:

மின்பகு பொருள்களுக்கு இடையே நிகழும் பரிமாற்றவினைகளுக்கு ஒரு கட்டாய நிபந்தனையாக இருப்பது, இலேசாக அயனியாகும் பொருள்கள் உண்டாதல் அல்லது கிட்டத்தட்ட கரையாத

பொருள்கள் வீழ்படிவாகவோ அல்லது வாயுக்களாகவோ வெளிப் படுவதன் காரணமாக ஏதேனும் ஒருவகை அயனிகள் நீக்கப்படுவ தாகும். இதனையே, மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களில் நிகழும் வினைகள் எப்போதும் மிக குறைவாக அயனியாகும் அல்லது கரையும் பொருள்கள் உண்டாகும் திசையில் நடைபெறு கிறது எனக்கூறலாம். இதுபோன்ற பொருள்கள் எதுவும் உண் டாகவில்லை என்றால் வினை ஏதும் நடைபெறாது.

சிலவினைகளின்போது, கரையாத பொருள்களே உண்டாவது இல்லை; ஆனால் கரையாத பொருள்கள் சிலவகை வினைபடு பொருள்களின் செயலினால் கரைகின்றன. இதுபோன்ற வினைகள் சிறப்பாகக் குறிப்பிடப்படவேண்டும்.

எடுத்துக்காட்டாக, குப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடை அமிலங்கள் கரைப்பதைக் கவனி.



$$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$$

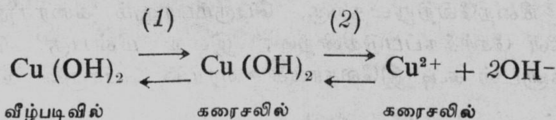
மேலெழுந்தவாரியாக நோக்கும்போது, இவ்வினை மேற்கண்ட பொதுக் கருத்துக்கு முரணாக இருப்பதுபோல் தோன்றும். இருப் பினும், முரண்பாடே கிடையாது; ஏனெனில், வினையின்போக்கை நிர்ணயிக்கும் நிபந்தனைகளுள் ஒன்றான இலேசாக அயனியாகும் சேர்மம் (H_2O) உண்டாதல் நிறைவேறி இருக்கிறது: குப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைவதற்கு இது காரணமாக உள்ளது.

இவ்வினை முறையை அயனிக் கொள்கையின்படி அறிந்து கொள்வதற்கு, முதலில் சிறிதேனும் கரையாத பொருள் எதுவும் கிடையாது என்பதைக் கவனத்தில் கொள்ள வேண்டும். எனவே, "கரையாத" பொருளின் மீதுள்ள எந்த ஒரு நீர்மமும் அப்பொரு ளின் பூரிதக் கரைசலாகும். கன உலோகங்களின் ஹைட்ராக்ஸை டுகள் அயனியாதலுக்கான நிபந்தனைகள் பற்றி போதுமான அளவு அறியப்படாததால் மேற்கண்ட எடுத்துக்காட்டில் கரைசல் Cu^{2+} மற்றும் OH^- அயனிகளைமட்டும் பெற்றுள்ளதா அல்லது அயனி யாகாத $Cu(OH)_2$ மூலக்கூறுகளையும் பெற்றுள்ளதா எனக் கூறுவது கடினமாகும், இதுபோன்ற ஹைட்ராக்ஸைடுகள் மூலக்கூறு கூடுகளை உண்டாக்குகின்றன: எனவே, கரைக்கப்படும் போது இவை கரைசலினூடே முதலில் மூலக்கூறுகளாகச் சென்று பின் அதிக அல்லது குறைந்த வீதத்தில் அயனியாகலாம்.

இதுபோன்று இருப்பின்; குப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடின் பூரிதக் கரைசல்களில் ஒன்றை ஒன்று சார்ந்த இரண்டு சமநிலைகள் நிலவி யிருக்க வேண்டும்:

(1) வீழ்படிவுக்கும் கரைசலில் உள்ள $Cu(OH)_2$ மூலக்கூறு களுக்கும் இடையேயான சமநிலை.

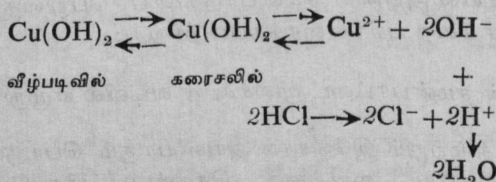
(2) இம்மூலக் கூறுகளுக்கும் இவை உண்டாக்கும் அயனி களுக்கும் இடையேயான சமநிலை:



$$Cu(OH)_2 \overset{(1)}{\rightleftharpoons} Cu(OH)_2 \overset{(2)}{\rightleftharpoons} Cu^{2+} + 2OH^-$$

வீழ்படிவில் கரைசலில் கரைசலில்

குப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் அமிலம் வினைபுரியும் போது ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் அமிலத்தின் ஹைட்ரஜன் அயனி களுடன் கூடி அயனியாகாத நீர்மூலக்கூறுகளை உண்டாக்கு கின்றன. இவை மறைவது உடனடியாக சமநிலை (2)-ஐ பாதிக்கச் செய்து, புதிய $Cu(OH)_2$ மூலக்கூறுகளை அயனியாகச் செய்கிறது. இது சமநிலை (1)-ஐ பாதிக்கச் செய்து பகுதியளவு வீழ்படிவைக் கரையும்படிச் செய்கிறது. அயனியாதலினால் உண்டான ஹைட் ராக்சில் அயனி மீண்டும் ஹைட்ரஜன் அயனியுடன் கூடுகிறது இச் செயல், வீழ்படிவைக் கரைப்பதற்குப் போதுமான அளவு அமிலம் இருப்பின், வீழ்படிவு முழுவதும் கரையும்வரை நிகழ் கிறது. இவை எல்லாவற்றையும் பின்கண்டவாறு குறிப் பிடலாம்:



$$Cu(OH)_2 \rightleftharpoons Cu(OH)_2 \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2OH^-$$

வீழ்படிவில் கரைசலில் +

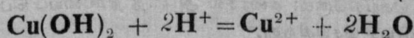
$$2HCl \rightarrow 2Cl^- + 2H^+$$

$$\downarrow$$

$$2H_2O$$

இதுபோன்றே, வீழ்படிவுகளைக் கொண்ட கரைசல் அல்லது நீரில் பிற கரையாத மின்பகு பொருள்கள் இருத்தலுக்கும் காரணம் காட்டலாம்.

இவ்வினைகளை அயனிச்சமன்பாடுகள் வாயிலாக எழுதுவதற்கு வீழ்படிவிலுள்ள மின்பகு பொருள்களை, அசிட்டிக் அமிலம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடினால் நடுநிலையாவதை கவனிக்கும் போது அசிட்டிக் அமிலத்தை மூலக்கூறுகள் வடிவில் தெரிவித்த தற்கான அதே காரணங்களின் அடிப்படையில் அயனியாகாத பொருள்களாகத் தெரிவிக்க வேண்டும். எனவே, குப்ரிக் ஹைட் ராக்ஸைடின் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக் கரைசல் பின் கண்ட அயனிச் சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கப்படுகிறது.



$$Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O$$

எனவே, **இலேசாகக் கரையும் ஒரு மின்பகு பொருளைக் கரைப்பதற்கு, மின்பகு பொருளினால் கரைசலின் ஊடே செலுத்தப்பட்ட அயனிகளில் ஏதேனும் ஒன்று கட்டுப்படுத்தப்பட வேண்டும்,**

இதனை நிறைவேற்றுவதற்கு, பெரும்பாலும் கரைசலுடன் பிற அயனிகள் சேர்க்கப்படுகின்றன; இவை மின்பகு பொருளின் அயனிகளுடன் கூடி இலேசாகக் கரையும் பொருளை உண்டாக்குகின்றன.

92. அயனிச் சமன்பாடுகளை வருவித்தல்

தனிமங்கள் மற்றும் அவற்றின் சேர்மங்களின் பண்புகளைப் பற்றிப் படித்தறியும்போது நாம் காணும் பெரும்பாலான வினைகள் மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்களில் அவற்றின் அயனிகளுக்கு இடையே நிகழ்கின்றன. எனவே, அயனிச் சமன்பாடுகளை வருவிக்கும் நுட்ப முறையை நன்கு அறிந்து கொள்வது மிகவும் அவசியமாகும்.

முந்தையப் பிரிவில், அயனி வினைகளுக்கான சிறந்த மாதிரி எடுத்துக்காட்டுகளை விரிவாகக் கவனித்தோம். அயனிச் சமன்பாடுகளைப்பற்றி அங்குத் தெரிவிக்கப்பட்ட எல்லாக் கருத்துக்களின் அடிப்படையில் அயனிச் சமன்பாடுகளைப் பெறுவதற்காக பின் வரும் வரிசைமுறை பரிந்துரைக்கப்படுகிறது:

1. வினையின் சமன்பாட்டை மூலக்கூறு வடிவில் எழுதுக.

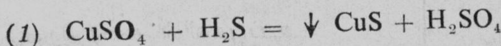
2. கரையாத மற்றும் இலேசாக அயனியாகும் பொருள்களை மூலக்கூறு வடிவிலேயே வைத்துக் கொண்டு, பிற பொருள்களை அவை உண்டாக்கும் அயனிகளின் வடிவில் அமைத்து சமன்பாட்டை மீண்டும் எழுதுக.

3. வினையில் பங்குபெறாத அயனிகளை, அதாவது சமன்பாட்டின் இரு புறங்களிலும் சம எண்ணிக்கையில் காணப்படும் அயனிகளை நீக்கி விடுக.

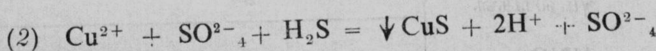
[1] இம்முடிவை கரைதிறன் பெருக்கக் கொள்கை அடிப்படையிலும் வருவிக்க முடியும் (பிரிவு 88-ஐக் காண்க). உண்மையில், இலேசாகக் கரையும் ஒரு மின்பகு பொருளின் பூரிதக் கரைசலில் அதன் அயனி அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகை ஒரு மாறிலியாகும். கரைசலில் பிற அயனிகளைச் சேர்த்து மின்பகு பொருளின் அயனிகளில் ஏதேனும் ஒன்றைக் கட்டுப்படுத்தி அயனியாகாத மூலக்கூறுகளை உண்டாக்குவதன் மூலம், மின்பகு பொருளின் அயனி அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகையை குறையச் செய்கிறோம்; கரைசல் அபூரித நிலையைப் பெற்று அத்துடன் உள்ள வீழ்படிவை கரையச் செய்கிறது.

இம்முறைகளை மனதில் பதிய வைப்பதற்கு உதவும்பொருட்டு அயனிச் சமன்பாடுகளை வருவிக்கும் இரண்டு எடுத்துக்காட்டுகளை காண்போம்.

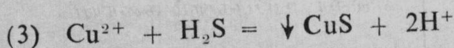
எடுத்துக்காட்டு 1. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுக்கும் (வலுவற்ற அமிலம்) காப்பர் சல்ஃபைடுக்கும் இடையே நிகழும் வினையின் அயனிச் சமன்பாட்டை வருவி:



$$(1)\quad CuSO_4 + H_2S = \downarrow CuS + H_2SO_4$$

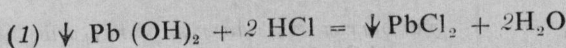


$$(2)\quad Cu^{2+} + SO^{2-}{}_4 + H_2S = \downarrow CuS + 2H^+ + SO^{2-}{}_4$$

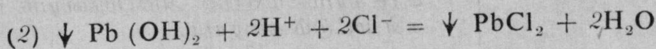


$$(3)\quad Cu^{2+} + H_2S = \downarrow CuS + 2H^+$$

எடுத்துக்காட்டு 2: லெட் ஹைட்ராக்ஸைடுக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திற்கும் இடையே நிகழும் வினையின் அயனிச் சமன்பாட்டை வருவி:



$$(1)\quad \downarrow Pb(OH)_2 + 2\,HCl = \downarrow PbCl_2 + 2H_2O$$



$$(2)\quad \downarrow Pb(OH)_2 + 2H^+ + 2Cl^- = \downarrow PbCl_2 + 2H_2O$$

பின் சமன்பாட்டில் இருந்து எதனையும் நீக்க முடியாது; ஏனெனில் H^+ மற்றும் Cl^- ஆகிய இரண்டு அயனிகளும் வினையில் பங்கு பெறுகின்றன.

சிறிது பயிற்சி பெற்றுவிட்டால், முதல் மற்றும் இரண்டாவது படிகளை எழுதாமலேயே அயனிச் சமன்பாட்டை நேரடியாக எழுத முடியும். இதற்காக பின்வருவற்றைப் பற்றித் தெளிவாகத் தெரிந்து இருக்க வேண்டும்: (a) எந்தப் பொருள் உண்டாவது வினையை நடைபெறச் செய்வதற்குக் காரணமாக உள்ளது; (b) அப்பொருள் உண்டாவதற்குத் தேவையான அயனிகள் ஏற்கெனவே கரைசலில் உள்ளனவா அல்லது வினையின்போது, அரிதில் அரனியான மூலக்கூறுகளிலிருந்து அல்லது இலேசாகக் கரையும் பொருள்களிலிருந்து உண்டானவையா என்பதாகும். இங்கு, சமன்பாட்டின் இரண்டாவது பாதியை எழுதத் தொடங்கியது வசதியாக இருக்கும்; அதாவது, முதலில் உண்டான பொருளின் வாய்ப்பாட்டை எழுதி பின் அது உண்டாவதற்குத் தேவையான அயனிகள் அல்லது மூலக்கூறுகளைக் குறிப்பிட்டு முடிவாக, வினையின் பயனைகப் பெறப்பட்ட அயனிகளை எழுதவேண்டும். இதன் பிறகு சரியான குணகங்கள் தேர்ந்தெடுக்கப்பட வேண்டும்.

அயனிச் சமன்பாடுகளை வருவிப்பதற்கு, நீரில் கரையும் மற்றும் கரையாத உப்புகள் எவையெவை என அறிந்திருக்க வேண்டும். மிகவும் பொதுவான உலோகங்களின் மிக முக்கிய உப்புகளின் நீரில் கரையும் திறன் பற்றிய பொதுவான கருத்து அட்டவணை 14-ல் தரப்பட்டுள்ளது.

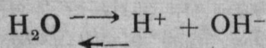
அட்டவணை 14

நீரில் மிக முக்கிய உப்புகளின் கரைதிறன்

அமிலங்கள்	உப்புகளின் கரைதிறன்.
HNO_3	எல்லா உப்புகளும் கரையும்.
HCl	$AgCl$, $CuCl$, $PbCl_2$ மற்றும் Hg_2Cl_2 தவிர எல்லா உப்புகளும் கரையும்.
H_2SO_4	$BaSO_4$, $SrSO_4$ மற்றும் $PbSO_4$ தவிர எல்லா உப்புகளும் கரையும்.
H_2CO_3	இயல்பான உப்புகளில் சோடியம் பொட்டாசியம் மற்றும் அம்மோனியம் உப்புகள் மட்டும் கரையும்.
H_3PO_4	,,
H_2S	,,
உலோகங்கள்	
Na மற்றும் K	பெரும்பாலும் எல்லா உப்புகளும் கரையும்

93. நீர் அயனியாதல் ஹைட்ரஜன் அயனிக் குறிகாட்டி

அயனிகளுக்கு இடையே நிகழும் வினைகளில் மிகவும் குறைந்த அளவில் அயனிக்கும் பொருள்களுள் நீரும் ஒன்றாகும் தூய நீர் மின்சாரத்தை கடத்துவது மிக அரிதே; இருப்பினும் H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளாக இலேசாக அயனியாவதன் காரணமாக அளந்தறியக் கூடிய அளவிற்கு மின் கடத்துத் திறனைப் பெற்றுள்ளது.



$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

நீரிலுள்ள H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளின் அடர்வைத் தூய நீரின் மின் கடத்துத் திறனிலிருந்து கணக்கிட்டு அறியலாம். இது 10^{-7} கிராம் - அயனி / லிட்டருக்குச் சமமாகும்.

நீர் அயனித்தலுக்கு நிறைதாக்க விதியைப் பயன்படுத்தினல், நமக்குக் கிடைப்பது :

$$\frac{[H^+]\cdot[OH^-]}{[H_2O]} = K$$

இச் சமன்பாட்டைப் பின்வருமாறு திருத்தி எழுதலாம் :

$$[H^+]\cdot[OH^-] = [H_2O] = K$$

நீரின் அயனியாதல் வீதம் மிகவும் குறைவாக இருப்பகால், அயனியாகாத நீர் மூலக்கூறுகளின் அடர்வை, நீரில் மட்டும் அல்லாது எந்த ஒரு நீர்க்கரைசலிலும் ஒரு மாறிலியாக வைத்துக் கொள்ளலாம். எனவே, $[H_2O]$. K-க்குப் பதிலாக புதிய மாறிலி K_{H_2O} ஐப் பதிலீடு செய்யக் கிடைப்பது :

$$[H^+]\cdot[OH^-] = K_{H_2O}$$

வெப்பநிலை மாருமல் இருக்கும்வரை, நீர் மற்றும் நீர்த்த நீர்க் கரைசல்களில் H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளின் அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகை ஒரு மாருத மதிப்பைப் பெற்றுள்ளது என்பதை இச்சமன்பாடு தெரிவிக்கிறது. இம் மாறிலி **நீரின் அயனிப் பெருக்கம்** எனப்படுகிறது. இதன் மதிப்பை, மேற்கண்ட சமன்பாட்டில் H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளின் அடர்வை பதிலீடு செய்து எளிதில் பெறலாம்.

$$K_{H_2O} = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$$

ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ராக்சில் அயனிகளின் அடர்வுகளை ஒரே மாதிரியாகவும் மற்றும் 10^{-7} கிராம்-அயனி / லிட்டருக்கு சமமாகவும் பெற்றுள்ள கரைசல்கள் நடுநிலைக் கரைசல்கள் எனப்படும். அமிலக் கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வும் காரக் கரைசலில் ஹைட்ராக்சில் அயனியின் அடர்வும் அதிகமாக இருக்கும். ஆனல், கரைசலின் வினை எதுவாக இருப் பினும், H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளின் அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகை ஒரு மாறிலியாகவே இருக்க வேண்டும்.

எடுத்துக்காட்டாக, தூய நீருடன் ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வை 10^{+3} அளவிற்கு உயர்த்துவதற்குப் போதுமான அளவு அமிலத்தைச் சேர்த்தால், $[H^+]$ $[OH^-]$ பெருக்கம் 10^{-14} அளவுக்கு சமமாக இருக்கச் செய்யும் பொருட்டு HO^- அயனியின் அடர்வு வேண்டும். எனவே, இக் கரைசலில் OH^- அயனியின் அடர்வு :

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}$$

மாருக, ஹைட்ராக்சில் அயனியின் அடர்வை 10^{-5} அளவிற்கு உயருமாறு ஒரு காரத்தை நீருடன் சேர்த்தால், ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வு :

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$$

முன் பிரிவில் கொடுக்கப்பட்ட எடுத்துக்காட்டுகளிலிருந்து, ஏதேனும் ஒரு கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வு தெரியுமானல் ஹைட்ராக்சில் அயனியின் அடர்வைக் கணக்கிட முடியும் என அறியப்படுகிறது. எனவே, ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வு வாயிலாக, ஒரு கரைசலின் அமிலத் தன்மையின் வீதம் மற்றும் காரத் தன்மையின் வீதம் ஆகிய இரண்டினையும் அளவறி முறையில் சிறப்பித்துக் கூறலாம்.

நடுநிலைக் கரைசல் $[H^+] = 10^{-7}$

அமிலக் கரைசல் $[H^+] > 10^{-7}$ (எ.கா: 10^{-6}, 10^{-5})

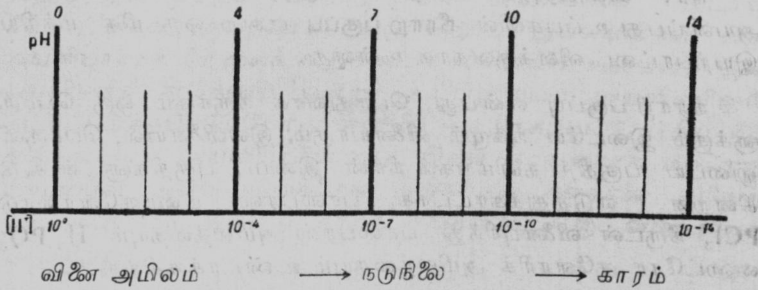
காரக் கரைசல் $[H^+] < 10^{-7}$ (எ.கா: 10^{-8}, 10^{-11})

தற்போது, ஒரு கரைசலின் அமிலத் தன்மை அல்லது காரத் தன்மையைத் தெரிவிப்பதற்காக இதனைவிட எளிய மற்றும் வசதியான வேறொரு முறை பயன்படுத்தப்படுகிறது : உண்மையான ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வைக் குறிப்பிடுவதற்குப் பதிலாக, அதன் எதிர்மடக்கையைக் (Negative exponent) குறிப்பிடுகிறோம். இம் மதிப்பு **ஹைட்ரஜன் அயனிக் குறிகாட்டி (Hydrogen ion index)** எனப்படுகிறது. இதனை pH எனக் குறிப்பிடுகிறோம்.

$$pH = -\log [H^+]$$

எடுத்துக்காட்டாக, $[H^+] = 10^{-5}$ என்றால், $pH = 5$; $[H^+] = 10^{-9}$ என்றால், $pH = 9$ எனவே, நடுநிலைக் கரைசலில் $pH = 7$ ஆக இருக்கும். அமிலக் கரைசல்களில் $pH < 7$; கரைசலின் அமிலம் தன்மை அதிகமாக இருப்பின் pH-ன் மதிப்பு குறைவாக இருக்கும்; மாருக, காரக் கரைசல்களில் $pH > 7$; கரைசலின் காரத்தன்மை அதிகமாக இருப்பின் இதன் மதிப்பும் உயர்வாக இருக்கும்.

இத் தொடர்புகளை விளக்கும் வரைபடம் கீழே காட்டப்பட்டுள்ளது.



வினை அமிலம் ⟶ நடுநிலை ⟶ காரம்

pH மதிப்புகளை அளந்தறிவதற்குப் பல்வேறு முறைகள் உள்ளன பண்பளவில் ஒரு கரைசலின் செயல் தன்மையை **நிலைகாட்டிகள்** (indicators) எனப்படும் சிறப்பான கரணிகள் மூலம் நிர்ணயிக்கலாம்; இவை ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வைப் பொருத்து நிறத்தை மாற்றிக் கொள்கின்றன.

மிகவும பரவலாகப் பயன்படும் நிலைகாட்டிகள், லிட்மஸ், ஃபினைஃப்த்லீன் மற்றும் மெத்தில் ஆரஞ்சு ஆகியவை ஆகும். அமிலம், காரம் மற்றும் நடுநிலைக் கரைசல்களில் தோன்றும் இவற்றின் நிறங்கள் அட்டவணை 15-ல் தரப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 15

நிலைகாட்டிகளின் நிறங்கள்

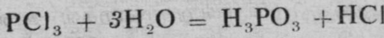
நிலைகாட்டி	கரைசலின் தன்மை		
	அமிலம்	நடுநிலை	காரம்
லிட்மஸ்	சிவப்பு	ஊதா	நீலம்
ஃபினைஃப்தலீன்	நிறமில்லை	நிறமில்லை	சிவப்பு
மெத்தில் ஆரஞ்சு	சிவப்பு	ஆரஞ்சு	மஞ்சள்

ஹைட்ரஜன் அயனி அடர்வு பலவினைகளில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக உள்ளது. இது வேதியிய ஆய்வுகளில் மட்டுமன்றி பலவகைப்பட்ட தொழில் முறைகள் மற்றும் உயிர் பொருள்களில் நிகழும் இயற்பாட்டின் ஆய்வுகளிலும் கருதப்படுகிறது.

94. உப்புகளின் நீராற்பகுப்பு

நீர், ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ராக்சில் அயனிகளாக அயனிப்பது உப்புகளின் **நீராற் பகுப்பு** என்ற ஒரு மிக முக்கிய இயற்பாட்டை விளக்குவதாக உள்ளது.

நீராற் பகுப்பு என்பது, பொதுவாக நீருக்கும் ஒரு பொருளுக்கும் இடையே நிகழும் வினையாகும்; இவ்வினையில், பொருளினுடைய பகுதித் தனிமங்கள் நீரின் இயைபு பகுதிகளுடன் கூடுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடு PCl_3 நீருடன் வினைபுரிந்து பாஸ்பரஸ் அமிலத்தையும் H_3PO_3 ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தையும் உண்டாக்குகிறது.[1]



$$PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + HCl$$

காணப்படுகின்றன.

அமிலங்கள் காரங்களினால் நடுநிலையாக்கப்படும்போது உப்புகள் உண்டாகின்றன என்பதை அறிவோம். எனவே, குறைந்த இயல்பான உப்புகளின் கரைசல்களாவது, அதாவது அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜன் முழுவதுமாக உலோகங்களினால் இடப் பெயர்ச்சி செய்யப்படுவதால் உண்டாகும் உப்புகளின் கரைசல்களாவது நடுநிலைத் தன்மையுடன் வினைபுரிய வேண்டும் என்று கருதுவது இயற்கையே. இருப்பினும், இந்த அனுமானம், வலுவான அமிலங்கள் மற்றும் வலுவான காரங்களின் உப்புகளுக்கே பொருந்துவதாக உள்ளது. வலுவற்ற அமிலங்கள் மற்றும் வலுவான காரங்களின் உப்புகள் அல்லது வலுவான அமிலங்கள் மற்றும் வலுவற்ற காரங்களின் உப்புகள் நீரில் கரைக்கப்படும்போது நடுநிலைத் தன்மையுடன் வினைபுரிவதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, ஃபெரிக் குளோரைடின் $FeCl_3$ கரைசல் ஹைட்ரஜன் அயனிக்கு உரிய (ஆக்சோனியம் அயனி) அமிலத் தன்மையுடன் வினைபுரிகிறது; சோடியம் ஹைப்போகுளோரைட்டின் NaClO கரைசல் ஹைட்ராக்சில் அயனிக்குரிய காரத் தன்மையுடன் வினைபுரிகிறது; பொட்டாசியம் சயனைடின் KCN (வலுவற்ற சயனிக் அமிலத்தின் HCN உப்பு) கரைசலும் காரத் தன்மையுடன் வினைபுரிகிறது.

அயனிக் கொள்கை, இவ்வியற்பாடுகளை, நீர் அயனிகள், கரைந்த உப்புகளின் அயனிகளுடன் இடையீட்டில் பங்கு பெற்று மிகையான அளவில் ஹைட்ரஜன் அல்லது ஹைட்ராக்சில்

[1] நீராற் பகுத்தல் என்றால் நீரால் சிதைத்தல் எனப்படும்.

அயனிகளை உண்டாக்குவதற்குக் காரணமாகக் காட்டுகிறது. ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ராக்சில் அயனிகளின் அடர்வு நீரில் மிகக் குறைவாக இருப்பினும், இவ்வயனிகள் மிகு அயனியாகாத நீர் மூலக் கூறுகளுடன் சமநிலையில் உள்ளன. இவ் வயனிகளில் ஏதேனும் ஒன்று உப்பினுடைய அயனிகளினல் கட்டுப்படுத்தப்படும்போது, சமநிலை பாதிக்கப்பட்டு, புதிய நீர் மூலக்கூறுகள் அயனியாகின்றன; இதன் காரணமாக மற்ருெரு அயனியின் அளவு மிகையாக அதிகரித்து கரைசலை அமிலத் தன்மையுடனே அல்லது காரத் தன்மையுடனே வினைபுரியச் செய்கிறது.

ஒரு உப்பின் அயனிகளுக்கும் நீரில் அயனிகளுக்கும் இடையே வினை நிகழும்போது பொதுவாக பின்னதின் அடர்வில் மாற்றம் உண்டாகும். இதுபோன்ற வினையை உப்பின் நீராற் பகுப்பு என்கிருேம்.

நீராற்பகுப்பு நடைபெறுவதற்கு முக்கிய காரணமாக இருப்பது, இலேசாக அயனித்த பொருள்கள் (மூலக்கூறுகள் அல்லது அயனிகள் உண்டாவதாகும்.

உப்பு உண்டாவதற்காகப் பயன்பட்ட அமிலம் மற்றும் காரத்தின் அயனி வலிவைப் பொருத்து நீராற்பகுப்பு வெவ் வேருக நிகழக்கூடும்.

மிக முக்கிய மாதிரி நீராற்பகுப்பு வினைகளில் சில பின் வருமாறு:

முதல் வகை வலுவற்ற அமிலம் மற்றும் வலுவான காரத்தின் உப்பு. எடுத்துக்காட்டு — சோடியம் அசிட்டேட், CH_3COONa நீரில் கரைக்கும்போது சோடியம் அசிட்டேட் எல்லா மாதிரி உப்புகளைப் போன்றே, முழுவதுமாக அயனித்து Na^+ மற்றும் CH_3COO^- அயனிகளை உண்டாக்குகிறது. அறிமுறையின்படி, இவ்வயனிகள் நீரினுடைய அயனிகளுடன் கூடி சமான அளவு களில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் அசிட்டிக் அமிலத்தையும் உண்டாக்கும்; ஆனல் ஒரு வீரிய NaOH காரமாக இருப்பதால் சோடியம் அயனி நீரினுடைய ஹைட்ராக்சில் அயனியுடன் கூடுவது இல்லை.

மாருக, அசிட்டிக் அமிலம் மிகவும் வீரியமற்றது; எனவே, கரைசலில் CH_3COO^- அயனி நீரின் H^+ அயனியைச் சந்திக்க நேரும்போது அது உடனே H^+ அயனியுடன் கூடி CH_3COOH

மூலக்கூறுகளை உண்டாக்குகிறது. கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனியின் அளவு குறைவது, நீர் மூலக்கூறுகளுக்கும் அதன் அயனிகளுக்கும் இடையே நிலவியிருக்கும் சமநிலையை பாதிக்கச் செய்து மேலும் நீர் மூலக்கூறுகளை அயனிக்கச் செய்கிறது: புதிய H^+ அயனிகள் உண்டாகி CH_3OOO^-அயனிகளுடன் கூடி CH_3OOH மூலக்கூறுகளை உண்டாக்கு கின்றன; அதே சமயத்தில் கரைசலில் ஹைட்ராக்சில் அயனிகளின் அளவு அதிகரிக்கிறது.

இருப்பினும், வினை இத்திசையில் மிகவும் அதிகமாக நடைபெறுவதில்லை. நீரின் அயனிப் பெருக்கம் $[H^+] [OH^-] = 10^{-14}$ ஒரு மாறிலியாக இருப்பதால், ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் சேகரமாகும்போது ஹைட்ரஜன் அயனியின் அடர்வு குறைகிறது; விரைவில் இதன் அடர்வு மேலும் CH_3COOH^-அயனியுடன் இணைய முடியாத அளவிற்கு மிகவும் குறைந்து விடுகிறது. பின்,நீர் மூலக்கூறுகள் மற்றும் அதன் அயனிகளுக்கு இடையேயும், CH_3COOH^-மூலக்கூறுகளுக்கும் H^+ மற்றும் CH_3COO அயனிகளுக்கு இடையேயும் புதிய சமநிலைகள் தோன்றுகின்றன. இதன் பிறகு ஹைட்ராக்சில் அயனி சேகரமாவது நின்று விடுகிறது.

எனவே, சோடியம் அசிட்டேட் நீருடன் வினைபுரியும்போது பின்வரும் வினை நடைபெறுகிறது.



$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

அல்லது மூலக்கூறு வடிவில்,



$$CHO_3COONa + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NaOH$$

இவ்வினையின் சமநிலை பெரிதும் இடது புறமாகப் பெயர்வு அடைந்திருப்பினும், அயனிச் சமன்பாடு, கரைசலில் ஓரளவிற்கு மிகையாக ஹைட்ராக்சில் அயனியை வினை உண்டாக்குகிறது என்பதைக் காட்டுகிறது; எனவே, $NaCH_3COO$ **கரைசல் காரத் தன்மையுடன் வினைபுரிகிறது**

இங்கு விவரிக்கப்பட்ட வினையில் ஒரு காரத்துவ, வலுவற்ற அமிலத்தினுடைய உப்பு நீராற் பகுப்பு அடைகிறது. வலுவற்ற பல காரத்துவமுடைய அமிலங்களிலிருந்து உண்டான பொதுவாக தனி அமிலங்கள் அல்ல; அமில உப்புகளே அல்லது மிகவும் சரியாக, அமில உப்பு நேர் அயனிகளே (anions) ஆகும். எடுத்துக் காட்டாக, Na_2CO_3ஐ நீரில் கரைத்தால், $CO_3{}^{2-}$அயனிCH_3COO^-

அயனியைப் போலவே, நீரினுடைய H^+ அயனியுடன் கூடுகிறது; இருப்பினும் உண்டாவது வலுவற்ற கார்போனிக் அமிலத்தின் H_2CO_3 மூலக்கூறுகள் அல்ல; உண்டாவது HCO_3^- அயனிகளே. HCO_3^- அயனி அதிக அளவில் உண்டாவதற்குக் காரணம் இது H_3CO_2 மூலக்கூறுகளைவிடச் சிறிது அரிதில் அயனியாவதே யாகும்.

நீராற் பகுப்பு பின்கண்டச் சமன்பாட்டின்படி நிகழ்கிறது:



$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$$

அல்லது மூலக்கூறு வடிவில்

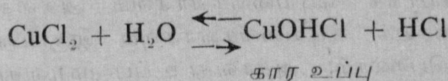


$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$$

இவ்வினையின் விளைவாக, சோடியம் அசிட்டேட் நீராற் பகுப்பு அடையும் வினையில் இருப்பதுபோல், கரைசலில் மிகை யான அளவு OH^- அயனி தோன்றுகிறது; எனவே, சோடாக் கரைசலும் காரத்தன்மையுடன் வினைபுரிகிறது.

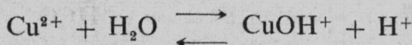
இரண்டாவது வகை வலுவான அமிலம் மற்றும் வலுவற்ற காரத்தின் உப்பு. இவ்வகை முன்பு கண்ட வகையை ஒத்ததே; ஆனால் இங்கு உப்பினுடைய எதிர் அயனிகள் (cations) நீரினுடைய ஹைட்ராக்சில் அயனியுடன் கூடுகின்றன. நேர் அயனி கள் தனித்துத் தங்கியுள்ளன. இதுவே இவ்விரண்டு வகை களுக்கும் இடையே காணப்படும் முக்கிய வேற்றுமை. நீராற் பகுப்பின் வினைபொருள் பொதுவாக ஒரு **கார உப்பாக** அல்லது கார உப்பின் எதிர் அயனிகளாக உள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக வலுவற்ற காரத்தின் $Cu(OH)_2$ உப்பான குப்ரிக் குளோரைடும் $CuCl_2$ வலுவான அமிலமான HCl-ம் நீரில் கரையும்போது, ஹைட்ராக்சில் அயனியுடன் கூடும் Cn^{2+} அயனி, $Cu(OH)_2$ மூலக்கூறுகளையோ அல்லது $CuOH^+$ அயனியையோ உண்டாக் கலாம். பின்னது $Cu(OH)_2$ மூலக்கூறுகளைவிட சிறிது கடின மான அயனியாவதால், இது $CuCl_2$-ன் நீராற் பகுப்பு வினை பொருள்களில் அதிகமாகக் காணப்படுகிறது.

நிகழும் வினை பின்வரும் சமன்பாட்டினுல் தெரிவிக்கப் படுகிறது.



$$CuCl_2 + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{கார உப்பு}}{CuOHCl} + HCl$$

அல்லது அயனி வழியில்,



$$Cu^{2+} + H_2O \rightleftharpoons CuOH^+ + H^+$$

இவ்வினையின் போது மிகையான அளவு ஹைட்ரஜன் அயனி உண்டாவதால், வலுவான அமிலங்கள் மற்றும் வலுவற்ற காரங்களின் உப்புகளின் கரைசல்கள் அமிலத் தன்மையுடன் வினை புரிகின்றன.

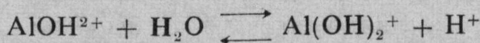
மூன்றாவது வகை வலுவற்ற காரத்தின் உப்பு. இவ்வகையில் உப்பினுடைய நேர் அயனி மற்றும் எதிர் அயனி ஆகிய இரண்டுமே நீருடன் வினைபுரிகின்றன. நீராற் பகுப்பு வினை பொருள்கள் ஒரு வலுவற்ற அமிலம் மற்றும் ஒரு கார உப்பு அல்லது கார உப்பின் எதிர் அயனிகள் ஆகும். எடுத்துக்காட்டாக, அலுமினியம் அசிட்டேட்டை $(CH_3COO)_3Al$ நீரில் கரைக்கும்போது, பின்கண்ட வினைகள் நிகழ்கின்றன:



$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$



$$Al^{3+} + H_2O \rightleftharpoons AlOH^{2+} + H^+$$



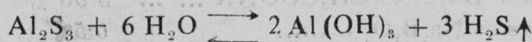
$$AlOH^{2+} + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_2^+ + H^+$$

எனவே, (CH_3COO_3Al) நீராற் பகுப்பு அடையும்போது, CH_3COO மூலக்கூறுகள், $AlOH^{2+}$ அயனி மற்றும் $Al(OH)_2^+$ அயனி ஆகியவை உண்டாகின்றன; இதனையே அசிட்டிக் அமிலம் மற்றும் காரஉப்புகள் $AlOH\,(CH_3COO)_2$ மற்றும் $Al(OH)_2CH_2COO$ ஆகியவை உண்டாகின்றன என்றும் கூறலாம்.

இதுபோன்ற உப்புகளின் கரைசல்களினுடைய வினையைப் பொருத்தவரை, வினைபொருள் உண்டாவது உப்புகளை உண்டாக் அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களின் சார்பு அயனி வலிவைச் சார்ந்து காணப்படுகிறது. வினை கரைசல்கள் நடுநிலையுடனே, இலேசாக அமிலத் தன்மையுடனே அல்லது இலேசாக காரத்தன்மையுடனே காணப்படலாம்.

உண்டான அமிலம் மற்றும் காரம் மிகவும் வலுவற்றவைகளாகவும் ஆவியாகக் கூடியவைகளாகவும அல்லது மிகவும் இலேசாகக் கரையக் கூடியவைகளாகவும் இருப்பின், நீராற் பகுப்பு முழுமை பெறலாம்; அதாவது உப்பு முழுவதுமாக சிதை

வடையலாம்; வடுத்துக்காட்டாக, அலுமினியம் சல்ஃபைடு நீருடன் வினைபுரியும்போது இது நிகழ்கிறது.



$$Al_2S_3 + 6\,H_2O \rightleftharpoons 2\,Al(OH)_3 + 3\,H_2S\uparrow$$

இனி, உப்பானது ஒரு வலுவான அமிலம் மற்றும் ஒரு வலுவான காரத்தினுடையதாக இருப்பின் நீராற்பகுப்புநடைபெறுமா எனக் காண்போம். எடுத்துக்காட்டிற்காக, சோடியம் குளோரைடை இதற்கான சிறந்த மாதிரி உப்பாக எடுத்துக் கொள்வோம். இவ்வுப்பு நீரில் கரையும்போது Na^+ அயனிகள் மற்றும் Cl^- அயனிகள் உண்டாகின்றன. Na^+ அயனி, மேற்குறிப்பிட்டதுபோல நீரினுடைய ஹைட்ராக்சில் அயனியுடன் கூடுவதில்லை. குளோரைடு அயனியும் ஹைட்ரஜன் அயனியுடன் கூடுவது இல்லை; ஏனெனில் HCl முழுமையாக அயனியாகிறது. எனவே, H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளினுடைய அடர்வுகள் தூய நீரில் இருப்பது போன்றே மாறுமல் இருக்கும் NaCl கரைசல் நடுநிலையுடன் இருக்கும்.

எனவே, **வலுவான அமிலங்கள் மற்றும் வலுவான காரங்களின் உப்புகள் நீராற்பகுப்பு அடைவதில்லை.** மற்ற எல்லா வகைகளிலும் நீராற்பகுப்பு நடைபெறுகிறது.

மேற்கண்ட சமன்பாடுகளிலிருந்து, நீராற்பகுப்பு நடுநிலையாக்கலின் எதிர்மாறான வினை என அறியப்படுகிறது. சமான அளவுகளில் ஒரு அமிலத்தையும் மற்றும் ஒரு காரத்தையும் கொண்ட கரைசல்களைக் கலந்தால், இடையீடு கொள்ளும் இரண்டு பொருள்களும் வலுவான மின்பகுப் பொருள்களாக இருந்தால்தான் வினை முழுமை பெறுகிறது. அமிலமோ அல்லது காரமோ வலுவற்றதாக இருப்பின், ஓரளவிற்கு அயனியாகாத அமிலம் அல்லது காரத்தின் மூலக்கூறுகள், கலந்த பிறகு கரைசலில் தங்கி இருக்கும்; எனவே, கரைசல் நடுநிலைத் தன்மையுடன் வினைபுரியாது.

நீராற் பகுப்பு வீதம் அதாவது, நீராற் பகுப்பு அடைந்த உப்பின் அளவுக்கும் கரைக்கப்பட்ட அதன் மொத்த அளவுக்கும் இடையேயான விகிதம் வெவ்வேறு உப்புகளுக்கு வெவ்வேறாக உள்ளது; இது உப்பு நீராற்பகுப்பு அடையும்போது உண்டாகும் அமிலம் மற்றும் காரத்தின் வேதியியத் தன்மையைச் சார்ந்துள்ளது. அமிலம் அல்லது காரம் எந்த அளவிற்கு வலுவற்றதாக உள்ளதோ அந்த அளவிற்கு நீராற் பகுப்பு வீதமும் உயர்வாக இருக்கிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, *0.1 N* கரைசலில் பின்கண்ட உப்புகளின் நீராற் பகுப்பு வீதங்கள்:

சோடியம் அசிடேட் CH_3COONA ... ... *0·08 %*
போராக்ஸ் $Na_2B_4O_7$ .... *0·5%*
பொட்டாசியம் சயனேடு KCN .... *1·2%*
சோடா Na_2CO_3 .... *2·9%*

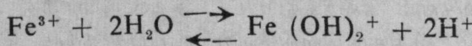
வலுவான அமிலங்கள் மற்றும் வலுவற்ற காரங்களின் பெரும்பாலான உப்புகளின் நீராற் பகுப்பு வீதம் மிகவும் குறைவாக உள்ளது. எனவே, இவை நீராற் பகுப்பு அடையும்போது உண்டான கார உப்புகள், கிட்டத்தட்ட நீரில் கரையாது இருப்பினும், பொதுவாக அவற்றின் மிக மிகக் குறைந்த அடர்வு காரணமாக கரைசலிலேயே தங்குகின்றன.

பிற மீளும் வினைகளைப் போலவே, நீராற் பகுப்பும் நிறை தாக்க விதிக்கு உட்பட்டுக் செயல்படுகிறது. எனவே, உப்புக் கரைசலுடன் நீரை சேர்ப்பது அல்லது நீராற்பகுப்பின் வினைவால் உண்டான பொருள்களில் ஏதேனும் ஒன்றை நீக்குவது, ஒரு அமிலம் மற்றும் ஒரு காரம் உண்டாகும் திசையில் சமநிலையைப் பெயர்வு அடையச் செய்கிறது. சூடு செய்வதும் இதே திசையில் வினையை நிகழ்த்துகிறது; ஏனெனில் சூடு செய்யும்போது நீரின் அயனியாதல் வீதம், அதாவது H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளின் அடர்வு பெரிதும் அதிகரிக்கிறது மாறாக, கரைசலுடன் ஒரு அமிலத்தையோ அல்லது காரத்தையோ சேர்ப்பது சமநிலையை எதிரான திசையில் பெயர்வு அடையச் செய்கிறது. எடுத்துக் காட்டாக, சாதாரண வெப்பநிலைகளில், $FeCl_3$ பின்கண்ட சமன்பாட்டின்படி நீராற் பகுப்பு அடைகிறது.



$$Fe^{3+} + H_2O \rightleftharpoons FeOH^{2+} + H^+$$

கரைசலைச் சூடு செய்வது நீராற்படுத்தலை அதிகரிக்கச் செய்கிறது; எனவே அதிக Fe^{3+} அயனிகள் நீருடன் வினைபுரிகின்றன. அதே சமயத்தில் பின்கண்ட சமன்பாடுகளின் படி, $FeOH^{2+}$ அயனிகளோடு $Fe(OH)_2^+$ அயனிகள் அல்லது $Fe(OH)_3$ மூலக்கூறுகள் கூட உண்டாகின்றன.



$$Fe^{3+} + 2H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_2^+ + 2H^+$$



$$Fe^{3+} + 3H_2O \rightleftharpoons \downarrow Fe(OH)_3 + 3H^+$$

அமிலம் ஒன்றைச் சேர்ப்பது கரைசலிலுள்ள வீழ்படிவை கரைக்கவோ அல்லது $Fe(OH)_2^+$ அயனியின் அளவைக் குறைக்கவோ செய்கிறது.

13. உயர் குடும்ப வாயுக்கள்

95. வளிமண்டலத்தின் இயைபு (Composition) :

பல வாயுப்பொருள்களின் கலவையே வளிமண்டலம். இதில் பெரும்பகுதி ஆக்ஸிஜனும் நைட்ரஜனும் உள்ளன. மேலும் காற்றில் கார்பன்டையாக்ஸைடு, நீராவி, சிறிதளவு உயர் குடும்ப **(Noble)** வாயுக்கள் அடங்கியுள்ளன. பின்னவை 17 ஆம் நூற்றாண்டில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டவை. மேற்கூறிய வாயுக்கள் தவிர, தூசி, மற்றும் அரிதில் காணப்படும் சில பொருள்களும் உள. காற்றில் நிரந்தரமான கூறுகளாக ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன், மந்தவாயுக்கள் ஆகியவை உள்ளன. இவைகளின் அளவுகள் காற்றில் ஏறத்தாழ எங்கும் மாறாத விகிதத்தில் உள்ளன. இதற்கு மாறாக கார்பன்டையாக்ஸைடு, நீராவி, மற்றும் தூசி ஆகியவைகளின் அளவுகள் பல்வேறு நிலைகளைப் பொறுத்து மாறும் தன்மையன.

இயற்கையில் நிகழும் மரம் மற்றும் நிலக்கரி ஆகியவை எரிதல் உயிர்கள் பொருள்கள் சிதைவுறுதல் முதலியவற்றால் கார்பன்டையாக்ஸைடு மூச்சுவிடல் உண்டாகிறது. மிகப்பெருவாரியான அளவில் தொழிற்சாலை களிலும் ஆலைகளிலும் எரிபொருள்கள் எரிக்கப்பட்டு வளிமண்டலத்தில் இவ்வாயு விடுவிக்கப்படுகிறது. உலகின் சில பகுதிகளில் எரிமலைகளிலிருந்தும் பூமிக்கடியில் உள்ள ஊற்றுகளிலிருந்தும் கார்பன்டையாக்ஸைடு காற்றில் சேர்கிறது.

பருமனளவில் 0·03% சராசரியாக கார்பன்டையாக்ஸைடின் அளவு பெரும்பாலும் மாறாதபடி காற்றில் உள்ளது. மேற்கூறியவாறு இடைவிடாது கார்பன்டையாக்ஸைடு வளிமண்டலத்தில் தொடர்ச்சியாக சேர்க்கப்பட்டு வந்தாலும் இவ்வாயுவின் அளவு பெரும்பாலும் மாறாத வண்ணமிருக்கிறது. தாவரங்களால்

இவ்வாயு உறிஞ்சப்படுவதால், நீரில் பெருமளவு கரைவதாலும் இவ்வாயுவின் நிலை பொதுவாக காற்றில் மாருத விகிதத்தில் நிலவியுள்ளது.

அவ்விடத்தின் வெப்பநிலையைப் பொருத்து காற்றில் உள்ள நீராவியின் அளவின் வீச்செல்லை (Range) ஒரு விழுக்காட்டின் பின்ன அளவிலிருந்து பல விழுக்காட்டளவு மாறுபடுகிறது. வெப்பநிலை மிகுந்திடில் அதிக அளவு நீராவியைக் காற்றுப் பெற்றிருக்க முடியும். இதனுல்தான் குளிர்காலத்தில் கோடையை விட காற்றின் ஈரத்தன்மை குறைவாக உள்ளது.

பூமியின் மேற்பெருக்கில் உள்ள (Crust) நுண்ணியக் கனிமத் துகள்கள் கரித்துகள்கள் தவிர மகரந்தப் பொடிகள் பல பாக்டீரியாக்கள் ஆகியவை காற்றிலுள்ள தூசியில் அடங்கியுள்ளன. காற்றிலுள்ள தூசியின் அளவு பெரிதும் மாறுபடுகிறது. குளிர் காலத்தில் குறைந்தும் கோடையில் மிகுந்தும் இருக்கிறது. மழை விழுந்தபின் மழைத்துளிகள், தூசு, மற்றும் பாக்டீரியா ஆகியவற்றை கீழே கொண்டு செல்வதால், மழைகாலத்தில் காற்று தூயதாய் உள்ளது.

இறுதியாக அவ்வப்பொழுது பின்வரும் மாசுக்கள் காற்றில் காணப்படுகின்றன. கரிமப்பொருள்கள் சிதையும் பொழுது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடும், அம்மோனியாவும் சல்ஃபர் கலந்த நிலக்கரியும் சல்ஃபைடு தாதுக்களும் காற்றில் வறுக்கப்படும் பொழுது சல்ஃபர்டையாக்ஸைடும் வளிமண்டலத்தில் மின்னிறக்கத்தால் (Electrical discharge) நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளும் காணப்படும். இம்மாசுக்கள் மிகச் சிறிய அளவில் இயல்பாக இருக்கும். மழையினுல் இவைகள் கரைக்கப்பட்டு தொடர்ச்சியாக இவைகள் காற்றிலிருந்து நீக்கப்படுகின்றன.

வளிமண்டலத்திலுள்ள மாருத அளவில் இருக்கும் இயைபு உறுப்புகளை (Components) மட்டும் எடுத்துக் கொண்டால், அவற்றின் அளவுகளை பின் காணுமாறு இருப்பதாகக் காணலாம்.

அட்டவணை 16

வளிமண்டலத்தின் இயைபு

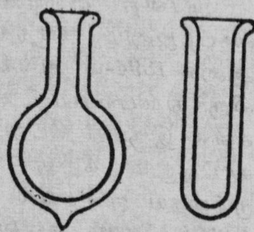
கூறுகள்	விழுக்காடு	
	பருமனளவில்	எடையில்
நைட்ரஜன் ...	78·16	75·5
ஆக்ஸிஜன் ...	20·9	23·2
மந்த வாயுக்கள்	0·94	1·3

96. காற்றின் இயற்பியல் பண்புகள்

தூசு, CO_2 மற்றும் நீராவி மற்ற தூய காற்று சிறிதும் நிறமற்றது, மணமற்றது, சுவையற்றது. 0°C வெப்பநிலையில் 760 மி.மீ. பாதரச அழுத்தத்தில் ஒரு லிட்டர் தூய காற்று 1·293 கிராம் நிறையுடையது. 140°C வெப்ப நிலைக்கு கீழே, 40 வளி மண்டல அழுத்தத்தில் கர்ற்று -190°C-இல் கொதிநிலையுள்ள நிறமற்ற நீர்மமாகச் சுருங்குகிறது.

தற்காலத்தில் நீர்மக்காற்றை உண்டாக்குவதில் பெரிய சிரமம் ஏதும் இல்லை. நீர்மக்காற்றை தயாரிக்கப்பலவகை இயந்திரங்கள் உள்ளன. இவற்றின் அடிப்படைத் தத்துவம் பின்வருமாறு அழுத்த நிலையில் உள்ள காற்றை விரிவடையச் செய்தால் அதன் வெப்ப நிலை கனிசமாக ஒரு வளிமண்டல அழுத்தத்திற்கு சுமார் 0·25°C குறைகிறது. காற்றை 200 வளி மண்டல அழுத்த்திற்கு உட்படுத்தி அதை விரைவாக ஒரு வளி மண்டல அழுத்தற்திற்கு குறைத்தால் அதனுடைய வெப்பநிலை 50°Cக்கு குறைகிறது புதிதாக அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்த வேண்டிய காற்றை இவ்வாறு முதலில் குளிர்விக்கிறுர்கள். குளிர்விக்கப்பட்ட அழுத்தத்திற்கு உட்பட்ட காற்றை விரிவடைய செய்து காற்றை மேலும் குளிர்ந்த நிலைக்கு வரும்படி செய்கிறுர்கள். இவ்வாறு பல முறை செய்வதனுல் காற்று சுருங்கி நீர்ம நிலையை அடையும்படியான வெப்பநிலைக்குக் கொண்டுவரப்படுகிறது.

நீர்மக் காற்றின் கொதி நிலை மிகக் குறைவாக இருந்த போதிலும் சுமார் —190°C சாதாரண அழுத்தத்தில்) இரு சுவர்களையுடைய கண்ணுடிக் கலன்களில் வெகுநேரம் நீர்மக்காற்றை சேமித்து வைக்கலாம். கலனில் இரு சுவர்களுக்கிடையே உள்ள இடைவெளியில் உள்ள காற்று வெளியேற்றப்பட்டிருக்கும்.



படம் 73
நீர்மக் காற்றைச் சேமிக்கும் கலன்கள்.

நீர்மக் காற்றில் ஆல்கஹால், ஈத்தர் மற்றும் பல வாயுக்கள் எளிதில் திண்மமாகும். கார்பன் டையாக்ஸைடை நீர்மக் காற்றின் மூலமாக செலுத்திஞல் அது பனிக்கட்டியை ஒத்த அவல் போன்ற தகடுகளாக மாறுகின்றன. பாதரசத்தை நீர்மக் காற்றில் அமிழ்த்திஞல் அது அடித்துத் தகடாகத்தக்க திண்ம உலோகமாக மாறுகிறது.

பல பொருள்களை நீர்மக் காற்றில் குளிர்வித்தால் அவை முழுதும் புதிய பண்புகளைப் பெறுகின்றன—சிங்கும் டின்னும்

பொடியாகும் படியாக மாறுகின்றன. காரீயத்தால் செய்யப்பட்ட மணி ரீங்காரமான ஒலியை வெளிவிடுகிறது; உறைந்த ரப்பர் பந்தை கீழே போட்டால் அது சுக்கு சுக்காக உடைகிறது.

நீர்ம ஆக்ஸிஜனின் கொதி நிலை (—183°C) நைட்ரஜனைக் காட்டிலும் (—195.8°C) அதிகமாக உள்ளதால், ஆக்ஸிஜன் நைட்ரஜனைவிட மிக எளிதில் நீர்மமாகிறது. எனவே, நீர்மக் காற்றில் வளி மண்டலத்தில் காணப்படுவதைக் காட்டிலும் அதிக ஆக்ஸிஜன் இருக்கிறது. (நீர்மக் காற்றின் தோராயமான இயைபு: 54% ஆக்ஸிஜன், 44% நைட்ரஜன், 2% உயர் மந்த வாயுக்கள்). நீர்மக்காற்றை (திறந்த கலகளின் சேமித்துவைத்தால் நைட்ரஜன்) ஆக்ஸிஜனைவிட, எளிதில் ஆவியாவதால் அதில் அதிக அளவு ஆக்ஸிஜன் காணப்படுகிறது.

செஞ்சூடாயுள்ள (glowing) குச்சியை நீர்மக் காற்றில் செலுத்தினால், தூய ஆக்ஸிஜனில் எரிவதைப் போல மிக பிரகாச மாக எரிகிறது. செஞ்சூட்டு நிலையுள்ள எஃகினாலான பேனா நிப்பு கண்ணைப் பறிக்கும் ஒளியுடன் எரிகிறது.

தற்காலத்தில் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் மூலம் நீர்மக் காற்றிலிருந்து ஆக்ஸிஜனையும் நைட்ரஜனையும் ஆவியாக்கிப் பெற நீர்மக் காற்றைப் பெருமளவில் தயாரிக்கிறார்கள்.

97. உயர் குடும்ப வாயுக்கள்

சென்ற நூற்றாண்டின் இறுதிவரை காற்றில் ஆக்ஸிஜனும் நைட்ரஜனும் மாத்திரம் உள்ளன என்று நினைத்தனர். ஆனால் 1894-ல் ஆங்கிலேய இயற்பியல் வல்லுனர் ராலே காற்றி லிருந்து பெறப்பட்ட நைட்ரஜனின் அடர்த்தி அதனுடைய சேர்மங் களில் இருந்து பெறப்பட்ட தூய நைட்ரஜனின் அடர்த்தியைக் காட்டிலும் சிறிது அதிகமாய் இருப்பதைக் கண்டறிந்தார். முந்தைய முறையில் கிடைத்த நைட்ரஜனின் ஒரு லிட்டர் நிறை 1.2572 கிராம் எனவும் பிந்தைய முறையில் கிடைத்ததின் நிறை 1·2505 கிராம் எனவும் ராலே கண்டுபிடித்தார். வேதியியல் பேராசிரியரான ராம்சேயின் கவனத்தை இது ஈர்த்தது; காற்றி லிருந்து பெற்ற நைட்ரஜனில் ஏதோ ஒரு கனமான வாயு இருப்ப தனால்தான் அதன் அடர்த்தி மிகையாக உள்ளதென்று அவர் அனுமானித்தார். ராலேயும் ராம்சேயும் காற்றிலிருந்து பெற்ற நைட்ரஜனை நுணுகி ஆராய்ந்தனர். நைட்ரஜனில் கலந்திருப்ப தாகக் கற்பனை செய்த வாயுவை தனியாகப் பிரித்தெடுக்க நைட்ரஜனை மெக்னீஷியத்துடன் வினைப்படுத்தி மெக்னீஷிய நைட்ரைடாக ($Mg_3 N_2$) மாற்றி நைட்ரஜனை ராம்சே நீக்கினார். இவ்வாறு மெக்னீஷியத்துடன் வினைப்படாத கனமுள்ள வாயுவை

சிறிதளவு தயாரித்தனர். ஆனால் ராலே கீழ்க்காணும் முறையைக் கையாண்டார்: காற்றிலுள்ள நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் வாயுக் கலவையை மின் பொறிகளுக்கு உட்படுத்தி, நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாற்றி, பின்னர் அதை NO_2 ஆக மிகையளவு தூய ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்படுத்தி மாற்றினால், NO_2-வைக் காரக் கரைசலில் உறிஞ்சப்படும்படி செய்தார். இம் முறைப்படி ராலே வளிமண்டலக் காற்றிலிலுள்ள நைட்ரஜனிலிருந்து மின் பொறியினால் வினைப் படுத்த முடியாத சிறிதளவு வாயுவை தயாரித்தார். இவ்வாறு அன்று வரை அறியப்படாத காற்றிலுள்ள வாயுவைக் கண்டறிந்து அதற்கு **ஆர்கான்** என்று பெயரிட்டனர்.

ஆர்கான் (Ar) நிறமற்ற, காற்றைவிட 1·5 பங்கு அதிக கனமான வாயு; இதன் ஒரு லிட்டரின் நிறை திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் 1·7809 கிராம். ஆர்கான் 39·948 அணு எடையுள்ள வேதியியத் தனிமம். வேதியியல் கண்கொண்டு நோக்கில், ஆர்கான் முழுதும் மந்தமானது (கிரேக்க மொழியில் ஆர்கான் என்றால் சுறுசுறுப்பில்லாத என்று பொருள்). எந்த நிபந்தனையிலும் வேறு எந்த ஒரு தனிமத்தினுடனும் இது இணைவதில்லை.

ஆர்கானைக் கண்டுபிடித்த பின்னர், காற்றிலிருந்து இன்னும் நான்கு வாயுநிலைத் தனிமங்கள் மிகக் குறைந்த அளவில் கண்டு பிடிக்கப்பட்டன. ஹீலியம் (He); நியான் (Ne); கிரிப்டான் (Kr); செனான் (Xe) இவ்வைந்து வாயுக்களையும் மந்த வாயுக்கள் அல்லது உயர்குடும்ப வாயுக்கள் என்கிறோம். பின்கூறப்பட்ட நான்கு வாயுக்களும் ஆர்கானைப் போலவே மற்ற தனிமங்களுடன் வினை புரிய விருப்பம் இல்லாமல் மந்தத் தன்மையைக் காட்டுகின்றன. இம் மந்த வாயுக்களைப்பற்றி குறிப்பிடத் தகுந்த வேறொரு பண்பு யாதெனில், இவற்றின் மூலக்கூறுகள் ஒவ்வொன்றும் ஓரணுவால் ஆனவைகளாகும்; அதாவது இவற்றின் அணுக்கள் இணைந்து மூலக்கூறுகளாவதில்லை.

மேற்கண்ட தனிமங்களோடு, உயர் குடும்ப வாயுக்களில் ரேடான் (Rn) என்ற தனிமமும் அடங்கியுள்ளது. கதிரியக்க மாற்றங்களைப்பற்றி ஆய்ந்தபோது இத்தனிமம் கண்டு பிடிக்கப் பட்டது. வளிமண்டலத்தில் உள்ள இதன் அளவு மிகவும் புறக் கணிக்கத்தக்கதாகும்.

மெண்டலீஃப் அட்டவணையின் ஒவ்வொரு வரிசையின் முடிவிலும் காணப்படும் தனிமங்களாக இருப்பவை இவ் வுயர் குடும்ப வாயுக்களாகும்; இவை அட்டவணையின் பூஜ்ஜியத தொகுதியாக அமைகின்றன. ஹீலியத்தைத் தவிர மற்ற தனிமங்கள் வெளி ஷெல்களில் எட்டு எலெக்ட்ரான்களோடு

மிகவும் நிலையான அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. ஹீலியம் வெளி ஷெல்லில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருப்பினும் நிலையாகவே உள்ளது. இக்காரணத்தினலேயே உயர்குடும்ப வாயுக்களின் அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கவும் இழக்கவும் மறுக்கின்றன.

மந்த வாயுக்கள்

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
ஹீலியம்	He	4·0026	2	2					
நியான்	Ne	20·183	10	2	8				
ஆர்கான்	Ar	39·948	18	2	8	8			
கிரிப்டான்	Kr	83·80	36	2	8	18	8		
செனன்	Xe	131·30	54	2	8	18	18	8	
ரேடான்	Rn	[222]	86	2	8	18	32	18	8

சமீப காலம் வரை உயர்குடும்ப வாயுக்கள் வேறு எந்த ஒரு தனிமத்துடனும் கூடுதல் முடியாததொன்ருகும் எனக் கருதப்பட்டு வந்தது; இதனலேயே இவற்றின் அணு எடைகளைப் பகுதி 18–ல் கூறியபடி நிர்ணயிக்க முடியாமல் இருந்தது. இவற்றின் அணு எடைகளை நிர்ணயிக்க ஒரு முழுமையான இயற்பியல் முறை பயன்படுத்தப்பட்டது. இம்முறை, நிலையான அழுத்தத்தில் வாயுவின் கனல் ஏற்புத் திறனுக்கும் நிலையான கன அளவில் வாயுவின் கன ஏற்புத் திறனுக்கும் இடையே உள்ள விகிதத்தை நிர்ணயித்தலை அடிப்படையாகக் கொண்டது. இவ்விகிதத்தின் மதிப்பு வாயுவின் மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையைத் தெரிவிப்பதாக அமைந்துள்ளது. இம்முறையால் மந்த வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் எல்லாம் ஓரணுவால் ஆனவை என நிறுவப்பட்டது; ஆகவே, இவற்றின் மூலக்கூறு எடைகள் அணு எடைகளுக்குச் சமமாகும்.

உயர் குடும்ப வாயுக்களின் இயற்பியல் பண்புகளையும், காற்றில் இவற்றின் விழுக்காடுகளையும் தொகுத்து அட்டவணை 17–ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. இப் புள்ளி விவரம், உயர் குடும்ப வாயுவின் அணு எடை அல்லது அணு எண் எந்த அளவிற்குக் குறைவாக உள்ளதோ அந்த அளவிற்கு அதன் உருகு, கொதி

நிலைகள் குறைவாக இருப்பதைக் காட்டுகிறது; ஹீலியம் மிகக் குறைந்த கொதி நிலையையும் ரேடான் மிக உயர்ந்த கொதி நிலையையும் பெற்றுள்ளன.

உயர் குடும்ப வாயுக்களின் கொதிநிலைகளில் காணப்படும் வித்தியாசத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டு அவற்றைத் தனித் தனியாகப் பிரிக்கலாம்.

உயர் குடும்ப வாயுக்கள் பிற தனிமங்களுடன் வினை புரியாமல் இருப்பினும், இவற்றுள் சில வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் தறைந்த வெப்பநிலைகளில் நீர் மூலக்கூறுகளுடன் கூடி, நிலையற்ற ஹைடிரேட் வகைச் சேர்மங்களைத் தரலாம்; இவை ஒவ்வொன்றும் ஆறு நீர் மூலக்கூறுகளைக் கொண்டவைகளாகும். உயர் குடும்ப வாயுக்களின் மின் முனைவுத் தன்மையற்ற மூலக்கூறுகள் மிகவும் முனைவுத் தன்மையைக் கொண்ட நீர் மூலக்கூறுகளின் மின் புலத்தில் முனைவுத் தன்மையைப் பெறுவதனுல் இந்த ஹைட்ரேட்டுகள் உண்டாகின்றன; இதனுல் உயர்குடும்ப வாயுக்களின் மூலக்கூறுகளில் தூண்டப்பட்ட இருமுனைகள் உண்டாக்கப் படுகின்றன; இதன் காரணமாக இம் மூலக்கூறுகளை நீர் மூலக் கூறுகள் கவர்ந்து ஈர்த்துக் கொள்கின்றன.

ஃபீனுல், டொலுவீன் ஆகிய கரிமச் சேர்மங்களுடனும் கனமான உயர் குடும்ப வாயுக்கள்கூடி பெரிதும் நிலைப்புத் தன்மை யுடைய மூலக்கூறு சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

உயர் குடும்ப வாயுக்களில் படிப்பதற்கு மிகவும் ஆர்வம் ஊட்டுவதாக இருப்பது ஹீலியமாகும். ஹீலியம் கண்டுபிடிக்கப் பட்ட வரலாறு அறிவியல் சாதனைக்கு ஒரு குறிப்பிடத் தகுந்த எடுத்துக்காட்டாகும்.

அட்டவணை 17

உயர் குடும்ப வாயுக்களின் இயற்பியல் பண்புகள்

பண்புகள்	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
ஒரு லிட்டர் வாயுவின் நிறை, g...	0·18	0·90	1·78	3·74	5·89	9·73
உருகு நிலை, டிகிரி C...	-272·2	-248·7	-189.4	-157·2	-111·8	—71
கொதி நிலை டிகிரி C...	-268·9	-246·1	-185·9	-153·4	-108·1	—61·9
காற்றில் அளவு கன அளவு விழுக்காடு	0.0005	0·0018	0·9325	11×10^{-5}	$8 \times 10.^{6}$	6×10^{-18}

ஹீலியம் முதன் முதலாக 1868-ல் பிரான்சு தேசத்து வானவியல் வல்லுநர் J. ஜான்சன். ஆங்கில வானவியல் வல்லுநர் N. லாக்கியர் ஆகியவர்களால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. வளி மண்டலத்தின் நிற நிரலையும் சூரிய நிற நிரலையும் பற்றி ஆயும் போது இத்தனிமம் கண்டறியப்பட்டது. அப்போது வரை பூமியில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டிருந்த தனிமங்களின் நிற நிரலில் காணப்படாத ஒரு புதிய ஒளி (சுடர்) மிகு மஞ்சள் நிற வரி மேற்குறிப்பிட்ட நிற நிரல்களில் தோன்றிற்று. எனவே, இந்த வரிக்கு உரித்தான ஒரு தனிமம் சூரியனில் நிலவியிருக்க வேண்டும் என முடிவு கொள்ளப்பட்டது. இதற்கு சூரியனின் கிரேக்கப் பெயரைத் தழுவி ஹீலியம் (Helios) எனப் பெயரிடப்பட்டது.[1] முப்பது ஆண்டுகளுக்குப் பிறகு W. ராம்சே என்பவர் கிளிவைட் என்ற அரிய தாதுவைச் சூடு செய்து, ஒரு வாயுவைப் பெற்றார். இது சூரியனில் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட ஹீலியத்தை ஒத்திருந்தது. எனவே, ஹீலியத்தைப் பூமியில் கண்டுபிடிப்பதற்கு பல ஆண்டுகளுக்கு முன்பே சூரியனில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டு விட்டது என அறிகிறோம்.

ஹைட்ரஜனுக்கு அடுத்தபடியாக இலேசாக உள்ள வாயு ஹீலியம். காற்றைவிட இது ஏழு மடங்கிற்கு மேலாகவே இலேசாக உள்ளது.

நீண்ட நாட்களாக நீர்மமாக்க முடியாமல் இருந்த ஒரே வாயு ஹீலியம். முடிவாக 1908-ல் ஹீலியம் அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தி நீர்மமாக்கப்பட்டது. அதன் கொதி நிலை - 268.9°C நீர்ம ஹீலியத்தை ஆவியாகும்படிச் செய்து, பூமியில் அறியப்பட்டிருந்த வெப்பநிலையிலேயே மிகக் குறைந்த வெப்பநிலையை, அதாவது சூனிய வெப்பநிலையைவிட டிகிரியில் பத்தில் ஒரு சில பங்குகளே அதிகமாக உள்ள வெப்பநிலையைப் பெற முடிந்தது. 1926-ல் முதன் முதலாக ஹீலியம் திண்மமாக்கப்பட்டது. திண்ம ஹீலியம் ஒளி ஊடுருவும், பொருளாகும்; 26 வளி மண்டல அழுத்தத்தில் அதன் உருகுநிலை - 272.2°C.

ஹீலியம் பூமியின் வளி மண்டலத்தில் நிலவியிருப்பதோடு அல்லாமல், மிகையான அளவில் பூமியின் சில ஆழப் பகுதிகளிலிருந்து வெளிவரும் இயற்கை வாயுவில் (natural gas) ஒரு கூறாகக் காணப்படுகிறது. பல தாது ஊற்று நீர்களிலிருந்தும் ஹீலியம் வெளிப்படுகிறது.

[1] கிரேக்க மொழிச் சொல் ஹீலியோஸ் என்பதற்கு சூரியன் என்று பொருள்.

ஹீலியத்தின் மிக முக்கிய பயன் ஆழ்கடல் ஆய்வுகளில் பயன்படுவதாகும். கடலுக்குள் செல்பவர்கள் எடுத்துச் செல்லும் செயற்கைக் காற்றில் நைட்ரஜனுக்குப் பதிலாக ஹீலியத்தைச் சேர்த்துக் கொண்டால் அவர்கள் நீண்ட நேரம் நீருக்கடியில் இருக்கமுடிகிறது. மேலும் நீருக்கடியிலிருந்து நீரின் மேற்பரப்பிற்கு வரும்போது அழுத்த மாறுபாட்டால் உண்டாகும் நோய்ப்பட்ட மனப்பான்மையின் துன்பம் குறைவாகவே உள்ளது.

நீர்ம ஹீலியம் மிகக் குறைந்த வெப்பநிலைகளைப் பெறுவதற்குப் பயனுகிறது.

உயர் குடும்ப வாயுக்கள் மின் பொறியியல் துறையில் மிகையாகப் பயன்படுகின்றன. ஆர்கான், அதன் வீரியமற்ற தன்மையினுலும் புறக்கணிக்கத்தக்க வெப்பம் கடத்தும் தன்மையினுலும் ஹைட்ரஜனுடன் கலந்து கலவையாக மின் விளக்குகளில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. ஒளிக்குறியீடுகளைக் காட்ட பயன்படுத்தும் குழாய்களை நிரப்பவும் ஆர்கான் பயனுகிறது; இதுபோன்ற குழாய்கள் நீல ஒளியை வெளிவிடுகின்றன. பிரகாசமான ஆரஞ்சு - சிவப்பு நிற ஒளி தேவைப்படும் போது நியான் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இத்தோடு மின் பொறியியலில் நியான் குழாய்கள் திருத்திகளாகவும் (rectifiers) பயன்படுகின்றன. கிரப்டானும் செனுனும் ஆர்கானைவிடக் குறைந்த வெப்பம் கடத்தும் திறனைப் பெற்றுள்ளன; எனவே, இவ்வாயுக்களைக் கொண்டு நிரப்பப்பட்ட மின் விளக்குகள் நீண்ட நாட்கள் உழைக்கின்றன. மேலும் நைட்ரஜன் அல்லது ஆர்கானைக் கொண்டு நிரப்பப்பட்ட மின் விளக்குகளைவிட இவை மலிவானவைகளாக உள்ளன.

14. ஹாலஜன்கள்
(உப்பீனிகள்)

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களின் எலெக்ட்ரான் களின் அமைப்பு				
ஃப்ளூரின்	F	18.9984	9	2	7			
குளோரின்...	Cl	35.453	17	2	8	7		
புரோமின்....	Br	79.909	35	2	8	18	7	
அயோடின்	I	126.9044	53	2	8	18	18	7

98. ஹாலஜன்களின் பொதுப் பண்புகள்

தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஏழாவது தொகுதியிலுள்ள ஃப்ளூரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியத் தனிமங்களுக்கு **ஹாலஜன்கள்** என்று பெயர். ஏழாவது தொகுதியின் முக்கியத் துணைத் தொகுதியாக இருப்பது இத் தனிமங்கள் அடங்கிய தொகுதியேயாகும் (இந்தத் துணைத் தொகுதியில் ஆஸ்டடைன், 85 தனிமமும் அடங்கியுள்ளது). 'ஹாலஜன்கள்' என்றால் உப்புகளை உண்டாக்குபவை என பொருள்படும்; இத் தனிமங்கள் நேரிடையாக உலோகங்களுடன் கூடி NaCl போன்ற உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன.

ஹாலஜன்களின் அணுக்களின் வெளி ஷெல்களில் ஏழு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன; ஆகவே, இவை எளிதில் ஒரு எலெக்ட்ரானை ஏற்றுக் கொண்டு ஒரு எதிர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகளாகின்றன. இது அலோகங்களுக்கே உரித்தான பண்பாகும் (பகுதி 48-ஐக் காண்க). எனவே, ஹாலஜன்களின் எதிர்மின்

இணைதிறன் ஒன்ருகும் (–1). ஹாலஜன்கள் நேர்மின் இணைதிற னுடனும், மேலும் உச்சவரம்பு இணைதிறன் 7-ஐயும் பெற்றுக் காணப்படலாம். இருப்பினும் இப்போதுள்ள ஹாலஜன்களில் குளோரின், அயோடின் ஆகிய இரண்டு மட்டுமே இவ்விணை திறனைக் கொண்ட சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன. புரோமினின் உச்சவரம்பு இணைதிறன் 5. ஃபுளூரின் எதிர்மின் இணைதிறனை மட்டுமே பெற்றுள்ளது.

நேர்மின் இணைதிறனைக் கொண்ட ஹாலஜன்களின் சேர்மங் கள் (இவற்றின் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்கள்) எதிர்மின் இணைதிறனைக் கொண்ட ஹாலஜன்களின் ,சேர்மங்களைவிட பொதுவாக குறைந்த நிலைத் தன்மையே பெற்றுள்ளன; இச் சேர்மங்கள் பெரிதும் இயற்கையில் காணப்படுவதில்லை.

எல்லா ஹாலஜன்களின் வெளிஷெல்களிலும் ஒத்த எலெக்ட் ரான் அமைப்பு காணப்படுவது ஹாலஜன்கள் அனைத்தும் வேதி யியப் பண்புகளில் ஒத்திருப்பதையும், அவை ஒரேவித பண்பு களைக் கொண்ட ஒரே வித சேர்மங்களை உண்டாக்குவதையும் விளக்குவதாக அமைந்துள்ளது இவ்வாறு பண்புகளில் ஒற்றுமை இருப்பினும் குறிப்பிடத் தகுந்த வேற்றுமைகளும்உள. இவ்வேற்று மைகளை விரிவாகக் காண ஹாலஜன்களைத் தனித்தனியாகப் படிப் பதைவிட ஒருங்கே சேர்த்துப் படிக்க வேண்டும்.

99. காணப்படும் விதம்

ஹாலஜன்களின் வீரிய மிக்கத் தன்மையினல் அவை சேர்மங் களாகவே காணப்படுகின்றன; பெரிதும் ஹைட்ரோ ஹாலிக் அமிலங்களின் உப்புகளாகவே உள்ளன.

ஃபுளூரின்: இயற்கையில் பெரிதும் ஃபுளூர்ஸ்பார், CaF_2 தாது வாகக் கிடைக்கிறது. வார்ப்பு அயர்ன் தயாரிப்பதில் உருகிய கசடுகளை உண்டாக்க அயர்ன் தாதுக்களுடன் இத்தாதுவை சில சமயங்களில் சேர்ப்பதால் இதற்கு ஃபுளூர்ஸ்பார் என்ற பெயர் வந்தது.[1] பெரிதும் பரவியுள்ள பாஸ்டுபாரைட், முக்கியமாக அபடைட் ஆகிய பாஸ்பரஸ் தாதுக்களிலும் மிகுதியான அளவு ஃபுளூரின் உள்ளது.

குளோரினுடைய மிக முக்கிய இயற்கை சேர்மம் சாதாரண உப்பு எனப்படும் சோடியம் குளோரைடாகும்; இதுவே பிற குளோரின் சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கு முக்கிய மூலப்பொரு

[1] லத்தின் மொழியில் ஃபுளூர் (fluere) என்ருல் வழிந்தோட என்று பொருள்படும்.

ளாக உள்ளது. பூமியிலுள்ள உப்புகளில் பெரிதும் கடல்நீர்களில் கரைந்து காணப்படுகிறது. கடல்நீர்களில் உப்புகளின் அளவு ஏறக்குறைய 3.5 விழுக்காடாக உள்ளது. பல ஏரிகள் மற்றும் ஊற்றுகளின் நீர்களும் மிகுதியான அளவு சாதாரண உப்பைக் கொண்டுள்ளன. போக்கிடம் இல்லாத சில ஏரிகளில் உப்பின் அளவு பூரித நிலையையும் (ஏறக்குறைய 25%) எட்டுகிறது; மேலும் உப்பு நீரினின்று விடுபட்டு வீழ்படிவாகப் படிகிறது. வோல்காவில் காணப்படும் எல்டன், பாஸ்கன்சாக் ஆகிய ஏரிகளை உப்பு வீழ்படிவுகளைக் கொண்ட ஏரிகளுக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகக் கூறலாம். உப்பு ஏரிகளிலும் ஆழமற்ற கடல் வளைகுடாக்களிலும் படிந்து காணப்படும் உப்பு **சூரிய உப்பு** என்றழைக்கப்படுகிறது.

பூமியின் மேலோட்டின் சில பாகங்களில் திண்ம உப்பு படுகைகளாகக் காணப்படுகிறது. இதனை **பாறை உப்பு** என்பர். USSR-ல் டொனேட்ஸ் பேசின் என்றஇடத்திலும் தென்யுரேல்ஸில் ஆர்ன்பர்க் என்ற இடத்திற்கு அருகிலும் தூய பாறை உப்பு தோண்டி எடுக்கப்படுகிறது. இவ்விடங்களில் காணப்படும் உப்புப் படுகைகள் சிலசமயங்களில் 100 மீட்டர்கள் அளவு கனமுடையவைகளாக உள்ளன; மேலும் பாறை உப்புகளின் படிவுகள் டிரான்ஸ்காவ்காசியா, காஷக்ஸ்டான் சைபீரியா ஆகிய இடங்களிலும் காணப்படுகின்றன.

இயற்கையில் சாதாரண உப்பைத் தவிர வேறு குளோரின் சேர்மங்களும் மிகையாகக் காணப்படுகின்றன. அவை: பொட்டாசியம் குளோரைடு, சில்வைட் KCl, கார்னலைட் $KCl \cdot {}^1MgCl_2 \cdot 6H_2O$ தாதுக்கள், கடல்நீரில் உள்ள மக்னீசியம் குளோரைடு கடல்நீரில் கசப்பு சுவையும் இருப்பதற்கு அதில் கரைந்துள்ள மக்னீசியம் குளோரைடு காரணமாகும்.

குளோரினைப் போலவே, **புரோமினும்** சோடியம் பொட்டாசியம், மக்னீசியம் ஆகிய உலோகங்களின் சேர்மங்களாகப் பெரிதும் காணப்படுகிறது. புரோமின் சேர்மங்கள் பொதுவாக குளோரின் சேர்மங்களுடன் சேர்ந்தே, ஆனால் குறைந்த அளவில் காணப்படுகின்றன. உலோக புரோமைடுகள் கடல்நீரிலும் சில ஏரி நீர்களிலும் உள்ளன. USSR-ல் கிரிமியாவிலுள்ள உப்பு ஏரிகளிலும், காஸ்பியன் கடலிலுள்ள கராபோகாஸ்-கால் வளைகுடா நீர்களிலும் மிகையான அளவு புரோமின் காணப்படுகிறது.

கடல் நீரில் **அயோடின்** சேர்மங்களும் உள்ளன; ஆனால் கடல் நீரிலிருந்து நேரடியாகப் பிரித்து எடுப்பதற்கு முடியாத

அளவிற்குக் குறைவாக உள்ளன. ஆனால் கடல்நீரிலிருந்து அயோடி னைப்பிரித்தெடுத்து தங்கள் உறுப்புகளில் சேகரித்து வைத்துக் கொள்ளக்கூடிய சில கடற்பாசிகள் உள்ளன. இதுபோன்ற கடற் பாசிகள் நார்மாண்டி, பிரேடரக்னி, ஸ்காட்லந்து ஆகிய இடங்களின் கடற்கரைகளில் அதிக அளவில் காணப்படுகின்றன. இவை கருங்கடல் மற்றும் USSR - ன் தூரக் கிழக்கத்திய கடற் கரையிலும் வளர்கின்றன. இந்த கடற்பாசிகளின் சாம்பல்களில் அயோடின் ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலத்தின் HI உப்புகளாக உள்ளது. ஐரோப்பாவில் அயோடினைப் பெற இதுவே முக்கிய மூலப் பொருளாகும். எண்ணெய்க் கிணறுகளின் நீர்களில் மிகையான அளவு அயோடின் (*10*லிருந்து *100*மி. கி./லிட்டர் வரை) காணப்படுகிறது.

பூமியின் மேலோட்டில் காணப்படும் ஹாலஜன்களின் மொத்த அளவு மிகக் குறைவு; குளோரின் *0.20*, ஃபுளூரின் *0.08*, புரோமின் *0.001*, அயோடின் *0.0001* விழுக்காடு (எடையளவில்).

100. இயற்பியல் பண்புகள்

சாதாரண சூழ்நிலையில் **ஃபுளூரின்** ஒரு வாயு; அடர்வாக உள்ளபோது வெளிர்பச்சை கலந்த மஞ்சள் நிறத்தைப் பெற்றுள்ளது. மிகையாகக் குளிரச் செய்தால் ஃபுளூரின் நீர்மமாக மாறுகிறது; இது *-219. 6*°C-ல் திண்ம நிலையைப் பெறுகிறது.

குளோரின் மஞ்சள் கலந்த பச்சை நிற வாயு; காற்றைவிட $2\frac{1}{2}$ மடங்கு கனமானது; STP-ல் ஒரு லிட்டர் குளோரினுடைய நிறை *3.21* கி. சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் சுமார் *6* வளிமண்டல அழுத்தத்தில் குளோரின் நீர்ம நிலையை அடைகிறது. நீர்ம குளோரின் பொதுவாக எஃகு உருளைகளில் சேகரித்து இடம் விட்டு இடம் எடுத்துச் செல்லப்படுகிறது.

புரோமின் கனமான ஆழ்ந்த பழுப்பு நிறமுடைய நீர்மம் இது எளிதில் ஆவியாகி சிவப்பு கலந்த பழுப்புநிற ஆவியை உண்டாக்கு கிறது. புரோமின் நமது தோலின் மீது பட்டால் தீவிரப் புண்களை உண்டாக்கும்.

அயோடின் ஒரு திண்மம்; இது உலோகப் பொலிவைக் கொண்ட சாம்பல் நிறப் படிகங்களைத் தருகிறது. சாதாரண அழுத்தத்தில் மெதுவாகச் சூடு செய்தால் பதங்கமாகிறது. அதாவது, உருகாமல் ஆவியாகிறது. இதன் ஆவி ஊதா நிற மானது; இதனைக் குளிரச் செய்தால் நீர்மமாகாமல் நேரடியாகத்

திண்ம நிலையை அடைகிறது. ஆனால் அதிக அழுத்தத்தில் வேகமாக அயோடினைச் சூடு செய்தால் 113.7°Cல் உருகுகிறது.

எல்லா ஹாலஜன்களும் கார நெடியுடையன; மிகக் குறைந்த அளவில் சுவாசித்தாலும்கூட, மூச்சுக் குழல்களில் தீவிரமான எரிச்சலையும் மூக்கு, தொண்டை ஆகியவற்றின் சவ்வில் வீக்கத்தையும் உண்டாக்கும். மிகையான அளவில் உடலுக்கு நஞ்சாகவே உள்ளன.

ஹாலஜன்களின் மிக முக்கிய இயற்பியல் மாறிலிகள் அட்டவணை 18-ல் தரப்பட்டுள்ளன. ஹாலஜன்களின் இயற்பியல் பண்புகள் ஃபுளூரினிலிருந்து அயோடின் வரை படிப்படியாக மாற்றம் அடைகின்றன என்பதை இவ்வட்டவணையிலிருந்து அறிய முடிகிறது; இவற்றின் அடர்த்தி அதிகமாகிறது; உருகு, கொதி நிலைகள் உயர்கின்றன; அணு ஆரங்கள் அதிகமாகின்றன.

அட்டவணை 18

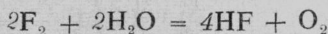
ஹாலஜன்களின் மிக முக்கிய இயற்பியல் மாறிலிகள்

மாறிலி	F	Cl	Br	I
அடர்த்தி, g/cm³... ...	1.11 (திரவம்)	1.557 (திரவம்)	3.12	4.93
உருகுநிலை, டிகிரிC...	—219.6	—101.3	—7.3	113.7
கொதிநிலை, டிகிரிC...	—188.1	—34.1	57.9	182.8
அணுஆரம், A°......	0.64	0.99	1.14	1.33

ஹாலஜன்கள் குறைவாகவே நீரில் கரைகின்றன. சாதாரண வெப்ப நிலையில் ஒரு கன அளவு நீர் சுமார் $2\frac{1}{2}$ கன அளவுகள் குளோரினைக் கரைக்கிறது; இக் கரைசலை குளோரின் நீர் எனபர். குளோரினை O°C-க்கு குளிர்விக்கப்பட்ட நீரினுள் செலுத்தினால், பச்சை கலந்த மஞ்சள் நிறப்படிகங்கள், $Cl_2.8\ H_2O$ வெளிப்படு கின்றன.

20°C-ல் புரோமினின் கரைதிறன் சுமார் 3.5 கி; ஆனால் 100 கி. நீரில் அயோடினுடைய கரைதிறன் 0.02 கி. அளவே உள்ளது.

ஃபுளூரின் நீரை வீரியமாகச் சிதைத்து ஆக்ஸிஜனை வெளிப்படுத்தி HFஐ உண்டாக்குவதால் அதனை நீரில் கரைக்க முடியாது:



$$2F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2$$

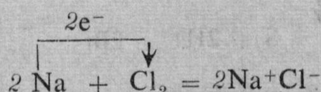
(சிறிது ஓசோனும் உண்டாகிறது)

நீரில் கரைவதைவிட, கார்பன் டை சல்ஃபைடு, ஆல்கஹால் ஈத்தர், குளோரபார்ம் போன்ற பல கரிமக் கரைப்பான்களில் மிகவும் நன்றாக ஹாலஜன்கள் கரைகின்றன. இந்த எல்லாக் கரைப்பான்களின் புரோமின் கரைசல்கள் மஞ்சள் கலந்த பழுப்பு நிறமுடையன. ஆல்கஹால் மற்றும் ஈத்தரின் அயோடின் கரைசல் ஆழ்ந்த பழுப்பு நிறமுவடயது; ஆனால் கார்பன் டைசல் ஃபைடு மற்றும் குளோர பார்மில் ஊதா நிறத்தைப் பெறுகிறது. கரைசல்களின் வெவ்வேறு நிறத்திற்குக் காரணம் அயோடின் மூலக்கூறுகள் கரைப்பான்களின் மூலக்கூறுகளுடன் சேர்ந்து அயோடின் - கரைப்பான் சேர்மங்கள் உண்டாவதேயாகும்.

ஹாலஜன்கள் கரிமக் கரைப்பான்களில் மிகையாகக் கரையும் பண்பைப் பயன்படுத்தி, அவற்றை நீர்க் கரைசல்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கலாம். சான்றாக, அயோடினுடைய நீர்க் கரைசலை நீருடன் கலவாத சிறிது கார்பன் டைசல்ஃபைடுடன் சேர்த்துக் குலுக்கினால், பெருமளவு அயோடின் நீரிலிருந்து கார்பன் டைசல் ஃபைடுக்குச் செல்கிறது; கார்பன் டைசல் ஃபைடு ஊதா நிறத்தைப் பெறுகிறது.

101. வேதிப் பண்புகள்

ஹாலஜன்கள் மிகவும் வீரியமான தனிமங்கள். இவை பெரும்பாலும் எல்லாப் பொருள்களுடனும் வினைபுரிகின்றன. முக்கியமாக ஹாலஜன்களுக்கும் உலோகங்களுக்கும் இடையே நிகழும் வினைகள் மிக வேகமாக நடைபெறுகின்றன; மிகையான வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. சான்றாக, உருகிய சோடியத்தைக் குளோரின் உள்ள பாத்திரத்தில் வைத்தால்; அது சுடர்மிகு ஒளியுடன் எரித்து, கலனின்சுவர்களில் வெண்மையான சாதாரண உப்பைப் படியச் செய்கிறது,



$$2Na + Cl_2 = 2Na^+Cl^- \quad (2e^- \text{ from } Na \to Cl_2)$$

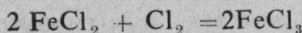
காப்பர், டின், அயர்ன் மற்றும் பல உலோகங்களும் குளோரினில் எரிந்து, அதனதன் உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன.

அயோடினும் புரோமினும் குளோரினைப்போலவே செயல்படு கின்றன. இவ்வினைகளில் உலோகம் எலெக்ட்ரான்களை இழக் கின்றன; ஹாலஜன்கள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்கின்றன.

ஒரு வேதி வினையின்போது எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக் கொள்ளும் பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் எனப்படும் என்று பகுதி 63-ல் கண்டோம். இவ்வாறு எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக் கொள்ளும் சக்தி ஹாலஜன்களின் முக முக்கிய வேதிப்பண்பாகும். ஹாலஜன்கள் மிக வீரிய ஏற்றிகளாகும். இவற்றுள் மிகவும் வீரியமானது ஃபுளூரின்; குறைந்த வீரியமுடையது அயோடின். ஹாலஜன்கள் பல்வேறு அணுவுச் சேர்மங்களுடன் வினைபுரியும் போதும் ஏற்ற பண்புகளைப் பெற்று காணப்படுகின்றன.

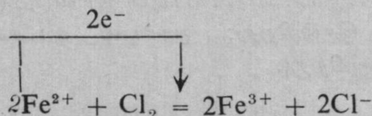
எடுத்துக்காட்டுகள் பின்வருமாறு:

1. குளோரினை வெளிரிய பச்சைநிற ஃபெரஸ் குளோரைடு கரைசலினூடே செலுத்தினால், ஃபெரஸ் குளோரைடு $FeCl_2$ ஃபெரிக்குளோரைடாக $FeCl_3$ ஏற்றம் அடைவதன் காரணமாக கரைசல் மஞ்சள் நிறத்தைப் பெறுகிறது.



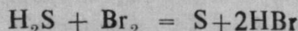
$$2\,FeCl_2 + Cl_2 = 2FeCl_3$$

அல்லது அயனி வழியில்



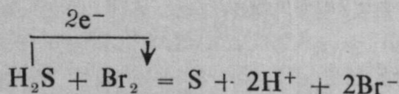
$$2Fe^{2+} + Cl_2 = 2Fe^{3+} + 2Cl^- \quad (2e^-)$$

2. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கரைசலை புரோமின் கரைசலுடன் சேர்த்தால், புரோமினுடைய மஞ்சள் கலந்த பழுப்பு நிறம் மறை கிறது. சல்ஃபர் வெளிப்படுவதால் கரைசல் பால்போல மாறு கிறது.



$$H_2S + Br_2 = S + 2HBr$$

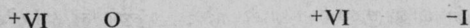
அல்லது



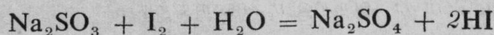
$$H_2S + Br_2 = S + 2H^+ + 2Br^- \quad (2e^-)$$

3. அயோடினுடைய நீர்க்கரைசலை சோடியம் சல்ஃபைட் கரைசலுடன் வினைபுரியச் செய்தால், அயோடின் ஹைட்ரஜன் அயோடைடாக ஒடுக்கம் அடைவதன் காரணமாக கரைசல்

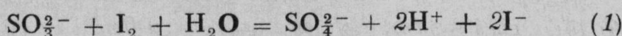
நிறமற்றதாக மாறுகிறது. அயோடின் சோடியம் சல்ஃபைடடை சோடியம் சல்ஃபேட்டாக ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது. வினையில் நீர் பங்கு பெறுகிறது. இதனைப் பின்வருமாறு காட்டலாம்.



$$\overset{+VI}{Na_2SO_3} + \overset{O}{I_2} + H_2O = \overset{+VI}{Na_2SO_4} + 2H\overset{-I}{I}$$



அல்லது அயனி வழியில்

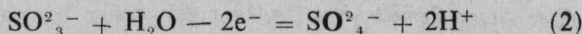


$$SO_3^{2-} + I_2 + H_2O = SO_4^{2-} + 2H^+ + 2I^- \qquad (1)$$

இதற்கு முன் பார்த்த வினைகள் போல் அல்லாமல் (அணுக்கள் அல்லது ஓரணு அயனிகள் ஏற்றம் அடைவதைப் போல் அல்லாமல்) இங்கு ஒரு அணைவு அயனி SO_3^{2-} SO_4^{2-} அயனியாக ஏற்றம் அடைகிறது.

இவ்வினையை நன்கு புரிந்து கொள்வதற்கு ஏற்ற ஒடுக்க வினைகளைத் தனித்தனியாகக் கவனிப்போம்.

ஏற்றவினை:



$$SO^2{}_3{}^- + H_2O - 2e^- = SO^2{}_4{}^- + 2H^+ \qquad (2)$$

SO_3^{2-} ஏற்றம் அடைவது இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழப்பதனால் நிகழ்கிறது: அதே சமயத்தில் நீர் மூலக்கூறிலிருந்து ஒரு ஆக்ஸிஜன் அயனி பிரிந்து இத்துடன் இணைகிறது. இதன் பயனாகக் கிடைப்பது SO_3^{2-} அயனியைப் போலவே இரண்டு எதிர்மின் சுமையைக் கொண்ட SO_4^{2-} அயனியாகும். இம்மாற்றத்தினால் சல்ஃபரின் இணை திறன் $+4$லிருந்து $+6$ ஆக உயர்வு அடைகிறது.

ஒடுக்கவினை:



$$I_2 + 2e^- = 2I^- \qquad (3)$$

அயோடின் மூலக்கூறில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் சேர்வதால் அது ஒடுக்கமடைகிறது; அதன் இணை திறன் 0-விலிருந்து -1 ஆகக்குறைகிறது.

சமன்பாடுகள் (2) ஐயும் (3) ஐயும் கூட்டக் கிடைப்பது சமன்பாடு (1) ஆகும்.

ஹாலஜன்களின் வேதிப்பண்புகளை ஒப்பிட்டுப்பார்த்தால் அவற்றின் வீரியத்தன்மை ஃபுளூரினிலிருந்து அயோடின் வரை படிப்படியாகக் குறைகிறது என்பது தெரிகிறது. அணு எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க, அணுக்கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது; அணு ஆரம் அதிக்கரிக்கிறது. வெளி ஷெல் எலெக்ட்ரான்கள் அணுக் கருவை விட்டு தூரமாக நகர்ந்து செல்கின்றன. இதன் காரணமாக அணுக்

கருவிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் மீது உள்ள கவர்ச்சி விசை குறையத் தொடங்குகிறது. அதே சமயத்தில் ஹாலஜனின் எதிர்மின் அயனியில் அணுக்கருவிற்கும் எலெக்ட்ரானுக்கும் இடையேயுள்ள பிணைப்பின் வலுகுறைவதுபோல, அணு எதிர்மின் அயனியாகும் வெளிபடும்போது ஆற்றலும் குறைகிறது.

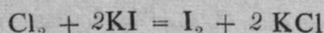
ஹாலஜன்களின், அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல்களை அவற்றின் எதிர்மின் சுமை அயனிகளின் ஆரங்களுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால், அயனி ஆரம் அதிகரிக்க அதிகரிக்க அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் குறைகிறது என அறியப்படுகிறது.

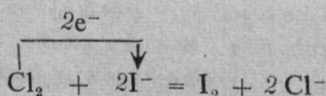
(கீழே அட்டவணையைப்பார்க்க).

	F	Cl	Br	I
எதிர்மின் அயனியின் ஆரம், A° ...	*1·33*	*1·81*	*1·96*	*2·20*
வெளிப்படும் ஆற்றல், கி. க./கி. அணு ...	*98*	*88*	*83*	*-76*

இது ஃபுளூரினிலிருந்து அயோடின் வரை ஹாலஜன்களின் வீரியம் குறைகிறது என்ற கருத்துடன் ஏற்புடையதாக உள்ளது.

அயனியாகும்போது வெளிவிடப்படும் ஆற்றலில் வித்தியாசம் காணப்படுதல் ஹாலஜன்கள் அவற்றின் சேர்மங்களிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி அடையும் வரிசை முறையினை விளக்குவதாக உள்ளது. அயனியாதலின்போது வெளியாகும் ஆற்றல் ஃபுளூரினுக்கு மிகவும் அதிகமாக இருத்தலால் இது பிற எல்லா ஹாலஜன்களினுடைய அயனிகளினின்றும் எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக்கொள்ளக் கூடியதாக இருக்கிறது. குளோரினால் புரோமைடு மற்றும் அயோடைடு அயனிகளினின்று மட்டும்தான் எலக்ட்ரான்களை ஈர்த்து எடுத்துக்கொள்ள முடியும்; ஆனால் புரோமின் அயோடைடு அயனி ஒன்றில் மட்டும் இருந்து தான் எலெக்ட்ரான்களை நீக்கமுடியும். இவ்வினைகள் எல்லாம் மாதிரி ஏற்றி ஒடுக்க வினைகளாகும். இவ்வினைகளின்போது ஒரு ஹாலஜனின் அணுவானது வேறொரு ஹாலஜனின் அயனியை ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது, ஏற்றம் அடையச் செய்யும் அணு அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.





இவ்வினையில் I^- அயனி ஒடுக்கக் கரணியாகச் செயல் புரிகிறது. ஹாலஜன்களின் எதிர்மின் அயனிகள் ஒடுக்கக்

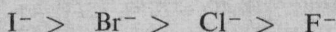
கரணிகளாகச் செயல்படுவதில் பெற்றுள்ள வீரியத் தன்மை அவற்றின் மூலக்கூறுகள் அல்லது அணுக்களின் வீரியத்தன்மையுடன் எதிர்விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றுள்ளது. மிகவும் வீரியமான ஒடுக்கக் கரணி I^- அயனி: மிகவும் குறைந்த வீரியம் கொண்ட ஒடுக்கக்கரணி F^- இதற்குக் காரணம் I^- அயனியிலிருந்து எலெக்ட்ரானைப் பிரிப்பதற்குத் தேவைப்படும் ஆற்றல் F^- அயனியிலிருந்து பிரிப்பதற்குத் தேவைப்படுவதைவிடக் குறைவாக இருத்தலேயாகும்.

ஆகவே, ஹாலஜன் மூலக்கூறுகளின் ஆக்ஸிஜனேற்ற செயல் வரிசை பின்வருமாறு:



$$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$$

இதற்கு மாருக, ஹேலைடு அயனிகளின் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க செயல் வரிசை பின்வருமாறு உள்ளன:



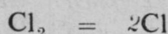
$$I^- > Br^- > Cl^- > F^-$$

ஹாலஜன் மூலக்கூறுகளின் செயல் திறனில் காணப்படும் வித்தியாசம் இவை ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரியும்போது மிகையாகக் காணப்படுகிறது. ஃபுளூரின் ஹைட்ரஜனுடன் மிகவும் குறைந்த வெப்பநிலைகளிலும்கூட வெடி சப்தத்துடன் தீவிரமாக வினைபுரிகிறது. ஆனல் குளோரினை ஹைட்ரஜனுடன் சேர்த்து சூடு செய்தால் வினை பெரிதும் உடனே நிகழ்ந்து வெடித்தல் உண்டாகிறது. புரோமின் மிகவும் உயர் வெப்பநிலையில்தான் அதுவும் மெதுவாக ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரிகிறது. ஆனல் அயோடினை ஹைட்ரஜனுடன் சேர்த்து மிகவும் தீவிரமாக சூடு செய்தால்தான் வினை நிகழ்கிறது. இவ்வினை மீளும் தன்மையினல் முழுமை அடைவதில்லை.

குளோரினும் ஹைட்ரஜனும் கூடும் வினையில் ஒளிக்கு முக்கியப் பங்கு உண்டு என்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும். இருட்டில் மிகவும் மெதுவாகக்கூட வினை நடைபெறுவதில்லை. விரவிய ஒளியில் வினை மெதுவாக நிகழ்கிறது; ஆனல் பிரகாசமான சூரிய ஒளியில், சூடு செய்தால் வினை எவ்வளவு வேகமாக நடைபெறுமோ அவ்வளவு வேகமாக நடைபெறுகிறது; வினையைத் தொடர்ந்து வெடித்தலும் நிகழ்கிறது.

இவ்வினையை ஆய்ந்தபோது, இது தொடர்ச்சியான பல படிகளில் நிகழ்கிறது என அறியப்படுள்ளது. சூரியக் கதிர்களை

உட்கொண்டு பல குளோரின் மூலககூறுகள் அணுக்களாகப் பிரிகின்றன.



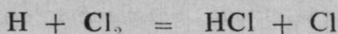
$$Cl_2 = 2Cl$$

குளோரின் அணுக்கள் குளோரின் மூலக்கூறுகளைவிட வீரியமானவை. இவை உடனடியாக ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு களுடன் வினைபுரிகின்றன.



$$Cl + H_2 = HCl + H$$

உண்டான ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் குளோரின் மூலக்கூறு களுடன் வினைபுரிந்து புதிய குளோரின் அணுக்களை உண்டாக்கு கின்றன.



$$H + Cl_2 = HCl + Cl$$

பின்னது மீண்டும் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளுடன் வினை புரிகிறது.

இஃதுபோன்று தொடர்ச்சியாக அடுத்தடுத்து நிகழும் வினைகளைக் கொண்ட வினைகளை **சங்கிலித் தொடர் வினைகள்** என்பர்.

சங்கிலித் தொடர் வினைகள் பல வேதி வினைகளில் முக்கிய மாக எரிதலில் முக்கியப் பங்கு பெற்றுள்ளன. சங்கிலித் தொடர் வினைகளைப்பற்றி மிகவும் விரிவாக ஆய்ந்தவர் சோவியத் வல்லுநர் N. செம்யோனேவ் ஆவர்.[1]

இதுவரை, ஹாலஜன்களின் அணுக்கருவின் மின் சுமைகளும் எலெக்ட்ரான்களின எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்க அதிகரிக்க அவற்றின் இயற்பியல் மற்றும் வேதிப்பண்புகள் ஆகிய இரண்டிலும் தொடர்ச்சியாக படிப்படியான மாற்றங்கள் உண்டாகின்றன எனப் பார்த்தோம். ஃபுளூரினில் மிகைப்பட்டுக் காணப்படும் அலோகப் பண்புகள் படிப்படியாக குறைகின்றன. அயோடின் ஓரளவிற்கு உலோகப் பண்புகளையும் காட்டத்

[1]செம்யோனேவ் நிக்கோலை நிக்கோலைவிச் (1896) ருஷிய இயல் நூலாளர் ஆவர். நோபல் பரிசு பெற்றவர். சங்கிலித் தொடர் வினைகளைப்பற்றிய கொள்கை யின் ஆசிரியர். இவ்வகை வினைகளை சாதாரணமாக நிகழ்பவை. ஆனல் மிக முக்கியத்துவம் கொண்டவை என நிரூபித்துக் காட்டியுள்ளார். இவரது சங்கிலித் தொடர் வினைக் கொள்கையின் அடிப்படையில், நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியம் வாய்ந்ததாக உள்ள வெடி செயல்கள்பற்றி ஒரு கொள்கையை வகுத்துத் தந்துள்ளார்.

துவங்குகிறது. பண்புகளில் காணப்படும் இச் சீர்மைத் தன்மை அளவிலிருந்து பண்பிற்கு மாறும் விதியை (Law of Transition of quantity into quality) பொருத்தமாக வெளிப்படுத்துவதாக அமைந்துள்ளது;

102. தயாரித்தலும் பயன்களும்.

இயற்கையில் காணும் சேர்மங்களில் ஹாலஜன்கள் பெரிதும் எதிர்மின் அயனிகளாகவே உள்ளன. எனவே ஹாலஜன்களைத் தனிம நிலையில் பெறுவதற்கான எல்லா முறைகளும் ஹாலஜன்களின் அயனிகளை ஏற்றம் அடையச் செய்வதையே அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது· இதற்காக பல்வேறு ஏற்றிகள் அல்லது மின்சாரம் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

மின்பகுப்பின்போது, எலெக்ட்ரான்கள் எதிர்மின் முனையிலிருந்து நேர்மின் அயனிகளுக்கும், எதிர்மின் அயனிகளிலிருந்து நேர்மின் முனைக்கும் செல்கின்றன என்பதை அறிவோம் (பகுதி 81-ஐப்பார்க்க). எனவே ஒடுக்கம் எதிர்மின் முனையிலும், ஏற்றம் நேர்மின் முனையிலும் நிகழ்கின்றன; இவ்வாறு, ஏற்றம் அல்லது ஒடுக்கத்தை நிகழ்த்த மின்சாரத்தைப் பயன்படுத்தலாம். மாறாக ஒரு பொருளை வேறொரு பொருளுடன் வினைபுரியச் செய்தும் ஏற்றம் அல்லது ஒடுக்கத்தை நிகழ்த்தலாம்.

ஏற்றம் மற்றும் ஒடுக்கத்தை நிகழ்த்த மிகவும் பயனுள்ளதாக இருப்பது மின்சாரமாகும்.

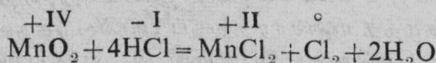
ஃபுளூரினுடைய அயனியாதல் வெளிப்படும் ஆற்றல் மிகவும் அதிகமாக இருத்தலாம், அதனை அதன் சேர்மங்களினின்று மின்னாற் பகுத்தல் முறையில்தான் பிரித்து எடுக்க முடியும். முதன் முதலாக 1886-ல் நீரற்ற நீர்ம ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடுடன் சுமார் 20% பொட்டாசியம் ஃளூரைடு சேர்த்து மின்னாற் சிதைத்து ஃபுளூரின் பெறப்பட்டது. இச் சிதைவு வினை ஃளூரினுடைய தாக்குதலைத் தாங்கிக் கொள்ளும் ஒரு காப்பர் சாதனத்தில் நிகழ்த்தப்பட்டது (காப்பர் ஃபுளூரினின் தாக்குதலைத் தாங்கிக் கொள்வது அதன் மீது காப்பர் ஃபுளூரைடு படிவு தோன்றிய பிறகுதான்). மின் முனைகள் பிளாட்டினத்தால் செய்யப்பட்டவை.

மேற்கண்ட முறையையே தற்போதும் வாணிப முறையில் ஃபுளூரினைத் தயாரிக்க பயன்படுத்துகிறார்கள். பொட்டாசியம் ஃபுளூரைடும் ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடும் KF.2HF (உருகுநிலை

70°C) என்ற இயைபில் உருகிய நிலையில் மின்சாரம் கொண்டு சிதைக்கப்படுகிறது. கிராஃபைட் மின் முனைகளைப் பயன்படுத்தி மின்னாற் பகுத்தல் எஃகுக் கலன்களில் நிகழ்த்தப்படுகிறது.

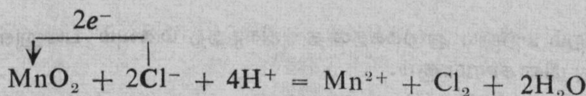
சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் குளோரைடுகளின் நீர்க் கரைசல்கள் அல்லது அவற்றை உருகிய நிலையில் எடுத்துக் கொண்டு மின்னாற் பகுத்து தற்போது **குளோரின்** பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது. குளோரின் நேர்மின் முனையில் வெளிப்படு கிறது; சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு எதிர்மின் முனையிக உண்டாகிறது. சோடியம் குளோரைடின் நீர்க் கரைசலை மின்னாற் பகுத்து குளோரினைப் பெருமளவில் உண்டாக்குவதை அறிய பகுதி 199-ஐ காண்க.

சோதனைச் சாலையில் குளோரினைத் தயாரிக்க பல்வேறு ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினை புரியச் செய்யப்படுகின்றன. மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடைக் கொண்டு ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை ஏற்லம் அடையச் செய்து குளோரினை சோதனைச் சாலையில் தயாரித்தலைப்பற்றி உயர்நிலைப் பள்ளியில் படித்ததை நினைவுக்குக் கொண்டு வரலாம்.



$$\overset{+IV}{Mn}O_2 + 4H\overset{-I}{Cl} = \overset{+II}{Mn}Cl_2 + \overset{\circ}{Cl_2} + 2H_2O$$

அயனி வழி முறையில்,



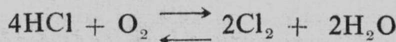
$$MnO_2 + 2Cl^- + 4H^+ = Mn^{2+} + Cl_2 + 2H_2O \quad (2e^-)$$

இதிலிருந்து Cl^- அயனி குளோரின் அணுவாக ஏற்றம் அடைகிறது (குளோரின் அணுக்கள் இணைந்து குளோரின் மூலக் கூறுகள் உண்டாகின்றன) என்றும், MnO_2 விலுள்ள நான்கிணை திறன் மாங்கனீஸ் ஈரிணை திறனுடன் Mn^{2+} அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது என்றும் அறிகிறோம். மேற்கண்ட முறையில் குளோரினை முதன் முதலாக 1774-ல் தயாரித்தவர் ஸ்வீடன் நாட்டு வேதியியல் வல்லுநர் ஷீலே ஆவர்.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலிருந்து குளோரினைப் பெற PbO_2, $KClO_3$, $KMnO_4$ ஆகிய ஏற்றிகளையும் பயன்படுத்தலாம்.

சாதாரண சூழ்நிலைகளில் ஆக்ஸிஜன் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் விரைவாக வினைபுரிவதில்லை. ஆனால் ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் ஆக்ஸிஜனும் கலந்த கலவையை கடல் நுரை போன்ற கற்களின் மீது பரப்பிய குப்ரிக் குளோரைடைக்

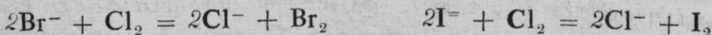
கொண்ட 400°Cக்குச் சூடு செய்யப்பட்ட குழாயினூடே செலுத்தினல் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு (குறிப்பாக Cl^- அயனி) ஆக்ஸிஜனுல் ஏற்றம் அடைகிறது.



$$4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2Cl_2 + 2H_2O$$

கிடைக்கும் குளோரின் 80 விழுக்காடு வரை அதிகமாக உள்ளது. முன்பெல்லாம் குளோரினைத் தயாரிக்க இவ்வினையே அடிக்கடி பயன்படுத்தப்பட்டு வந்தது.

குளோரினைத் தயாரித்தது போலவே, ஹைட்ரஜன் புரோமைடையும், ஹைட்ரஜன் அயோடைடுவையும் ஆகிஸிஜன் ஏற்றிகள் கொண்டு ஏற்றம் அடையச் செய்து புரோமினையும் அயோடினையும் பெறலாம். இவற்றைப் பொதுவாக வாணிப முறையில் தயாரிக்க இவற்றின் உலோக புரோமைடுகள் அல்லது அயோடைடுகளை குளோரினுடன் வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது. எனவே, புரோமின் மற்றும் அயோடினை தயாரித்தலும் இவற்றின் அயனிகளை ஏற்றம் அடையச் செய்தலையே அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது; இம்முறையில் பயனுகும் ஏற்றி குளோரின் என்பதுதான் வித்தியாசம். எடுத்துக்காட்டாக :



$$2Br^- + Cl_2 = 2Cl^- + Br_2 \qquad 2I^= + Cl_2 = 2Cl^- + I_2$$

USSR-ல் புரோமின் சேக் ஏரியிலுள்ள நீர்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது; இதில் மிகுந்த அளவு புரோமைடு உப்புகள் உள்ளன. கரா-போகஸ்-கோல் வளைகுடாவினின்றும் பெறப்பட்ட பிரைனிலிருந்தும் (பூரிதக் கரைசல்) பெறப்படுகிறது. இப்போதெல்லாம் எண்ணெய்க் கிணறு நீர்களினின்றும் புரோமின் பெறப்படுகிறது.

USSR-ல் அயோடினைத் தயாரிப்பதற்கு முக்கிய மூலப்பொருளாக இருப்பது எண்ணெய்க் கிணறுகளின் நீராகும். சுராக்கானி மற்றும் நெஃப்டே-சாலா (ஆஸிர்பய்ஜான் SSR) ஆகிய இடங்களில் இது போன்ற நீர்களிலிருந்து அயோடினைப் பிரித்தெடுக்க முதல் ஐந்தாண்டுத் திட்டத்தின் முடிவில் இரண்டு பெரிய இயந்திர சாதனங்கள் நிறுவப்பட்டன. இவற்றின் கொள் அளவு நாட்டின் தேவைக்குப்போதுமான அயோடினை உண்டாக்க வல்லது.

ஹாலஜன்கள் வேதித் தொழிற் துறைகளில் பெரிதும் பயன் படுத்தப்படுகின்றன.

தற்போது சில முக்கிய ஹைட்ரோ கார்பன்களின் ஃபுளூரின் பெறுதிகளைத் தயாரிக்க **ஃபுளூரின்** பயன்படுத்தப்படுகிறது. உயர்

வெப்ப நிலைகளைத் தாங்கவல்ல மசவுகள், டெஃப்லான் பிளாஸ்டிக் ஃபிரியான்கள் போன்ற குளிர்வூட்டிகள் ஆகியவை இவற்றுள் சிலவாகும்.

குளோரின் பல்வேறு கனிம கரிமச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. இது ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் கால்சியம் ஹைப்போகுளோரைட், பிற ஹைப்போகுளோரைட்டுகள், குளோரேட்டுகள் மற்றும் சல்ஃபர் குளோரைடு தயாரிக்கப் பயனுக்கப்படுகிறது. துணிகள் மற்றும் காகிதக் கூழை வெளுக்க மிகுதியான அளவு குளோரின் தனிம நிலையில் அல்லது சலவை உப்புகள் வடிவில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. குளோரின் குடி நீரிலுள்ள கிருமிகளை அழிப்பதற்கும் சாக்கடையின் நச்சுத் தன்மையை நீக்குவதற்கும் பயன்படுகிறது. இரும்பு அல்லாத உலோகவியலில் சில உலோகங்களை குளோரினேற்ற முறையில் பிரித்தெடுப்பதற்கும் குளோரின் பயன்படுகிறது.

பல்வேறு குளோரோ கார்பன் சேர்மங்கள் சமீப காலத்தில் மிகவும் முக்கியத்துவம் பெற்றுக் காணப்படுகின்றன. டை குளோரோ ஈத்தேன், கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு, போன்ற கரிமக் கரைப்பான்களைக் கொண்ட குளோரின் கொழுப்புகளைப் பிரித் தெடுப்பதற்கும் உலோகங்களினின்று சொழுப்பும் பசையை நீக்கு வதற்கும் மிகையான அளவில் பயன்படுகிறது. DDT போன்ற குளோரோ கார்பன் சேர்மங்கள் மற்றும் ஹெக்சா குளோரோ சைக்ளோ ஹெக்சேன் ஆகியவை சிறந்த பூச்சிக் கொல்லிகளாக உள்ளன. பல்லேறு பிளாஸ்டிக் பொருள்கள் செயற்கை நூலிழைகள், உயர்வகை ரப்பர்கள் மற்றும் தோலை ஒத்தப் பொருள்கள் எல்லாம் குளோரோ கார்பன்களை அடிப்படையாகக் கொண்டவைகளே. பொறியாண்மைத் துறையின் வளர்ச்சி காரணமாக குளோரோ கார்பன்க்ளின் பயன்பாடுகளும் அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கின்றன. இதனால் குளோரினுடைய உற்பத்தியை அதிகமாக்கிக் கொண்டே இருக்க வேண்டிய நிலை இருந்து வருகிறது. தேசிய பொருளாதாரத் துறையின் பல்வேறு கிளைகளில் பெரிதும் பயனுவதும், பெருமளவில் உற்பத்தி செய்யப் படுவதும், குளோரினை, வேதித் தொழிற் துறையில் சல்ஃபூரிக் அமிலம், அம்மோனியா மற்றும் சோடா போன்றவற்றோடு சம நிலையல் உள்ள ஒரு முக்கிய வேதிப் பொருளாகச் செய்கின்றன.

புரோமின் பல்வேறு மருந்துகள், சாயங்கள் மற்றும் சில்வர் புரோமைடு தயாரிக்கத் தேவைப்படுகிறது; சில்வர் புரோமைடு ஒளிப்படத் துறையில் மிகுதியாகப் பயன்படுகிறது.

அயோடின் மருத்துவத் துறையில் டிஞ்சர் அயோடினைக் (ஆல்கஹாலில் கரைக்கப்பட்ட 10% அயோடின் கரைசல்) பயன் படுகிறது. இது ஒரு சிறந்த நச்சுக் கொல்லியாகவும் குருதிப் போக்கை நிறுத்துகிற மருந்தாகவும் பயனாகிறது. மேலும் பல வகையான மருந்துகள் அயோடினைக் கொண்டவைகளாக உள்ளன.

103 ஹாலஜன்களின் ஹைட்ரஜன் சேர்மங்கள்

ஹாலஜன் சேர்மங்களில் மிகவும் முக்கியமானவை ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளும் ஹைட்ரோஹேலிக் அமிலங்களின் உப்புகளும் ஆகும்.

எல்லா ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளும் நிறமற்ற காரநெடியுடைய வாயுக்கள்; எளிதில் நீர்மமாகக் சுருங்குகின்றன. HF 19.9°C-ல் நீர்மமாகிறது; மற்றவை குறைந்த வெப்ப நிலைகளில் நீர்மமாகின்றன. ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகள் நீரில் நன்கு கரையும் சான்ருக, O°C-ல் 1 கன அளவு நீர் சுமார் 500 கன அளவுகள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடைக் கரைக்கிறது. ஹைட்ரஜன் புரோமைடு, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஆகிய இரண்டின் கரைதிறனும் ஏறக்குறைய ஒன்றே ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடு நீரில் எல்லா விகிதங்களிலும் கரைகிறது.

ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளின் நீர்க்கரைசல்கள் அமிலப் பண்புடையன; ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும்போது ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலம் மட்டும் குறைந்த அளவில் அயனியாகிறது. எஞ்சியவை மிகவும் வீரிய அமிலங்களாக உள்ளன.

காற்றிலுள்ள நீர் ஆவியுடன் சேர்ந்து சிறிய அமிலத் துளிகள் உண்டாவதால் எல்லா ஹைட்ரோஹாலிக் அமிலங்களும் காற்றில் புகைகின்றன.

வெப்பத்தினால் ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளின் நிலைப்புத்தன்மை ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடிலிருந்து ஹைட்ரஜன் அயோடைடு வரை திடீரெனக் குறைகிறது; இதற்குக் காரணம் ஹாலஜன் அணுக்களின் அயனியாதல் வெளிப்படும் ஆற்றலாகும். HF உயர்வெப்ப நிலைகளில் கூட மிகக்குறைந்த அளவிற்கும் அணுக்களாகப் பிரிவது இல்லை; ஆனால் 300°C போன்ற அளவிற்கு குறைந்த வெப்ப நிலைகளிலும் HI மிகையான அளவு சிதைகிறது.

ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளின் மிக முக்கிய இயற்பியல் மாறிலி கள் அட்டவணை 19-ல் தரப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 19

ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளின் முக்கிய இயற்பியல் மாறிலிகள்

மாறிலிகள்	ஹைட்ரஜன்			
	HF	HCl	HBr	HI
அடர்த்தி(திரவம்)g cm³...	*0·987*	*1·19*	*21.9*	*2·80*
உருகுநிலை, டிகிரிC...	*-83·1*	*—114·2*	*—87·0*	*-50·8*
கொதிநிலை, டிகிரிC...	*19·9*	*-85·1*	*-66·8*	*-35·4*
உருவாக்கல் வெப்பம் கி. கலோரி/மோல்...	*+64·2*	*+22·063*	*+8·66*	*-6·20*

அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை, ஹைட்ரோஹாலிக் அமில உப்புகளுடன் வினைபுரியச் செய்து ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளைத் தயாரிக்கலாம். இது ஒரு பொது முறையாகும். எடுத்துக் காட்டாக, சோடியம் குளோரைடை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத் துடன் சேர்த்து சூடு செய்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடு பெறப் படுகிறது.



$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$$

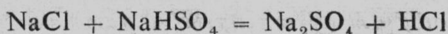
கண்ணடிக் கலன்களை அதிகமாக சூடு செய்யக்கூடாது. ஆகையால், சோதனைச்சாலையில் வினையை நடத்தும்போது சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களில் ஒன்றுமட்டும்தான் வினையில் பங்கு பெறுகிறது; அமில உப்பு உண்டாகிறது.



$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$$

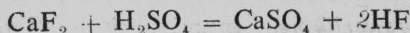
சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறு இரண்டு NaCl மூலக் கூறுகளைப் பயனுக்கிக் கொள்ளக் கூடியதாக இருப்பினும், வினை அமில உப்பு உண்டாவதற்கு மேல் நடைபெற முடிவதில்லை. தீவிர வெப்பத்தைப் பயன்படுத்தக்கூடிய தொழிற்துறையில் HCl-ஐ உற்பத்தி செய்ய இவ்வினையைப் பயன்படுத்தினல், அப்போது

அமில உ.ப்பு மேலும் ஒரு NaCl மூலக்கூறுடன் வினைபுரிந்து இயல்பான உப்பை உண்டாக்கும்:



$$NaCl + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + HCl$$

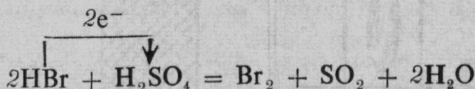
ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடும் மேற்கண்ட முறையிலேயே தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஃபுளூரினுடைய இயற்கை சேர்ம மான கால்சியம் ஃபுளூரைடிலிருந்து பெறப்படுகிறது.



$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF$$

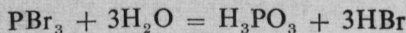
HF கண்ணடிக் கலன்களைத் தாக்கக் கூடியதாக இருப்பதால் வினையை லெட் கலன்களில் பொதுவாக நிகழ்த்தப்படுகிறது; PbF_2 படிவு உண்டாகி உலோகத்தை மேலும் அரிக்காமல் பாது காத்துக்கொள்கிறது.

ஹைட்ரஜன் புரோமைடு மற்றும் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு வைப்பெறுவதற்கும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உலோக புரோ மைடுகள் மற்றும் உலோக அயோடைடுகளுடன் வினைபுரியச் செய்யலாம்; ஆனால் இவ்வினைகளின்போது ஹைட்ரஜன் ஹாலைடு களின் ஒரு பகுதி சல்ஃபூரிக் அமிலத்தினால் ஏற்றம் அடைந்து புரோமினும் அயோடினும் வெளிவிடப்படுகின்றன.

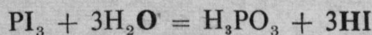


$$2HBr + H_2SO_4 = Br_2 + SO_2 + 2H_2O \quad (2e^-)$$

எனவே, இந்த ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளைத் தயாரிக்க, பொதுவாக நீரை புரோமின் மற்றும் அயோடினுடைய பாஸ்பரஸ் சேர்மங்களுடன் PBr_3 PI_3 வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது. பாஸ்பரஸ் ஹாலைடுகள் நீரால் பகுப்படைந்து பாஸ்பரஸ் அமிலத்தையும் ஒத்த ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளையும் தருகின்றன.



$$PBr_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HBr$$



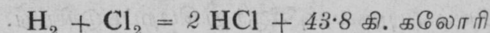
$$PI_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HI$$

தனிம ஹாலஜன்களைத் தயாரிக்கும் முறை ஏற்ற - ஒடுக்க வினையாகும், ஆனால் ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளைத் தயாரிக்கும் முறை ஏற்ற - ஒடுக்க வினை அல்ல, மேலே தரப்பட்டுள்ள எடுத் துக்காட்டுகளிலிருந்து, ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகளுக்கு உரித்தான இணைதிறன் மாற்றம் இங்கு நிகழ்வதில்லை என அறிய முடிகிறது.

நடைமுறையில் நமக்கு மிகவும் பயனுக இருப்பவை ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளின் நீர்க்கரைசல்களே இவை அமிலங் களாகும். இவற்றுள் மிக முக்கியமானது ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம்.

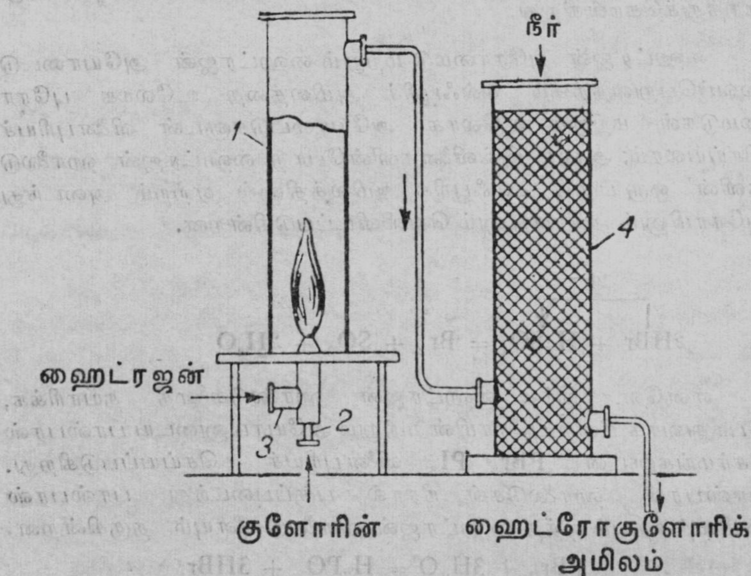
ஹைட்ரஜன் குளோரைடை நீரில் கரைத்து **ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம்** (மியூரியாடிக் அமிலம்) தயாரிக்கப்படுகிறது.

தற்போது ஹைட்ரஜன் குளோரைடைத் தயாரிக்க முக்கிய தொழில் முறையாக இருப்பது தனிமங்களை, கீழே தரப்பட்டுள்ள சமன்பாட்டின்படி நேரடியாகக் கூடும்படிச் செய்தலாகும்.



$$H_2 + Cl_2 = 2\,HCl + 43{\cdot}8 \text{ கி. கலோரி}$$

இவ்வினையைச் செயல்படுத்த ஹைட்ரஜன் குளோரினில் எரிக்கப்படுகிறது. கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடை நீரில் கரைத்து, 'தொகுப்பித்த' ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் பெறப்படுகிறது.



படம் 74

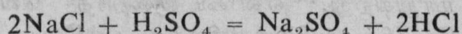
தொடர்பு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைத் தயாரிக்கும் சாதனம்.
1- ஹைட்ரஜன் எரியும் உலை; 2- குளோரினின் நுழைவழி; 3- ஹைட்ரஜன் நுழைவழி; 4- உறிஞ்சும் கோபுரம்.

படம் 74 தொகுப்பு முறையில் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் தயாரிப்பதற்கான சாதனத்தின் அமைப்பைக் காட்டுகிறது. ஹைட்ரஜனை குளோரினில் எரிக்கப் பயன்படும் உலை 1 செங்குத்தான எஃகுக் குழாய்கும். இதனடியில் ஒன்றினுள் ஒன்று அமைந்த இரண்டு எஃகுக் குழாய்களை இணைத்தபடி கொண்ட ஒரு எரிகருவி பொருத்தப்பட்டுள்ளது. உலர்ந்த

குளோரின் கீழிருந்து உட்குழாய் 2 வழியாகவும் உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் வெளிக்குழாய் 3 வழியாகவும் செலுத்தப் படுகின்றன. எரிய வைத்த பிறகு கலவை அதிக சுடருடன் மித மாக எரிந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடை உண்டாக்குகிறது. இதனை உறிஞ்சும் கோபுரங்களினூடே (படத்தில் ஒன்றுதான் காட்டப்பட்டுள்ளது) செலுத்த, மேலிருந்து கசிந்தொழுகும் நீரில் HCl கரைந்து ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.

தொகுப்பிற்குத் தூய ஹைட்ரஜனையும் பயன்படுத்தி, உண்டாகும் HCl-ஐ க்கரைக்க காய்ச்சி வடித்த நீரைப் பயன் படுத்தினுல் வேதி முறைப்படி தூய ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை நேரடியாகத் தயாரிக்கலாம்.

தற்போதும் பயன்படுத்தப்பட்டு வரும் பழைய 'சல்ஃபேட் முறையில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடைத் தயாரிப்பதற்கு அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை சாதாரண உப்புடன் வினைபுரியச் செய்யப் படுகிறது. உயர் வெப்ப நிலையில் இவ்வினை கீழ்காட்டியபடி நிகழ்கிறது.



$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$$

சோடியம் சல்ஃபேட் உபவிளைபொருளாகக் கிடைக்கிறது.

மேற்கூறப்பட்ட இரு முறைகளில் தொகுப்பு முறையே சிறந்ததாகும். குளோரினை மின்பகுப்பு முறையில் தயாரிக்கும் போது உடன் விளைபொருளாக உண்டாகும் ஹைட்ரஜனை இம் முறைக்குப் பயன்படுத்தலாம். இதனுல் உரப்பொருள்கள், சாயங்கள் மற்றும் பல்வேறு பொருள்களைத் தயாரிக்கப் பயன் படும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் மீதம் செய்யலாம்.

கரிமச் சேர்மங்கள் குளோரினேற்றம் அடையும்போது துணை விளைபொருளாகக் கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடை கொண்டும் வாணிப ரீதியில் தேவைப்படும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைப் பெறலாம்.

தூய ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஹைட்ரஜன் குளோ ரைடுக்கு உரித்தான கார நெடியுடைய ஒரு நிறமற்ற நீர்மம் 18°C-ல் ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் பூரிதக் கரைசலில் 42% HCl உள்ளது. சாதாரண அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் 37% HCl உள்ளது. இதன் அடர்த்தி 1·19 கி/ செ. மீ^{3}. தொழிற் துறையில் பயனகும் அமிலம் அசுத்தங்கள் காரணமாக (பெரிதும் $FeCl_3$) மஞ்சள் நிறம் பெற்றிருக்கும். இதில் 27·5% HCl

அடங்கியுள்ளது. தொகுப்பு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் 31% HCl அடங்கியுள்ளது.

அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சூடு செய்தால் முதலில் சிறிது நீருடன் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வெளிச் செல்கிறது. மீதம் இருப்பது 20·2 சத அளவு கரைசலாகும் வரை இது தொடர்ந்து நடைபெறுகிறது: இக் கரைசல் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையான 110°C-ல் இயைபு மாறாமல் ஆவியாகிச் செல்கிறது. மேற்கண்டதற்கு மாறாக நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக். அமிலத்தைச் சூடு செய்தால் முதலில் நீர் வெளிச் செல்கிறது. எஞ்சியிருக்கும் கரைசலின் அடர்வு 20·2 சத அளவை எட்டியதும் முன்பு கண்டதுபோலவே இயைபு மாறாமல் ஆவியாகிச் செல்கிறது. எனவே, ஹைட்ரஜன் குளோரைடை முழுமையாக நீரினின்று கொதிக்க வைத்தல் முறையில் பிரிக்க முடியாது என அறியப்படுகிறது.

மாறா கொதிநிலைக் கரைசலின் இயைபு அழுத்தத்தைப் பொருத்து மாறுகிறது. எனவே குறைந்த வெப்பநிலைகளில் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலிருந்து பல்வேறு ஹைட்ரேட்டுகளைப் ($HCl{\cdot}H_2O$, $HCl{\cdot}2H_2O$) பெற முடிகிறது என்றாலும் இக்கரைசலை HCl-ம் நீரும் சேர்ந்த ஒரு குறிப்பிட்ட வேதிச் சேர்மம் என்றே கூறலாம்.

வேதித் துறையில் முக்கியம் வாய்ந்த அமிலங்களுடன் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் ஒன்றாகும். ஒரு ஆண்டிற்கு ஒரு மில்லியன் டன்களுக்கும் (100% விளைபொருள்) அதிகமாகவே முதலாளித்துவம் வாய்ந்த தேசங்கள் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை உற்பத்தி செய்கின்றன.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் எளிதில் பல உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது; **உலோகக் குளோரைடுகள்** அல்லது சுருக்கமாக **குளோரைடுகள்** உண்டாகின்றன. உலோகக்குளோரைடுகள், அம்மோனியம் குளோரைடு கார்பன் டை ஆக்சைடு, மற்றும் பல கரிமச் சேர்மங்களை தயாரிப்பதற்கும். தோல். மற்றும் உணவுத்துறைகளிலும், வெள்ளீயம் பூசுதல் உலோகங்களை இணைத்தல் மற்றும் பல்வேறு தொழிற் துறைகளிலும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது.மனிதன் மற்றும் மிருகங்களின் இரப்பை நீர்களில் சிறிது அளவு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் உள்ளது. இது உணவை செரிமானம் செய்வதில் முக்கியப் பங்கைப் பெற்றுள்ளது.

பெரும்பாலான உலோகங்களின் குளோரைடுகள் நீரில் எளிதில் கரைவன. எனவே, ஏதாவது ஒரு குறிப்பிட்ட உலோக அயனியை ஒரு வினையில் பங்குபெறச்செய்ய வேண்டிய போது இவ்வுலோகக் குளோரைடுகள் சோதனைச்சாலையில் பெரிதும் பயன்படுகின்றன. முக்கிய உலோகக் குளோரைடுகளில் சில்வர் ஓரிணை காப்பர் ஆகியவற்றின் குளோரைடுகள் மட்டும் ($AgCl, Hg_2Cl_2$, $CuCl$) நீரில் கரையா லெட்குளோரைடு $PbCl_2$ மிகக் குறைவாக கரைகிறது.

மிகவும் முக்கிய குளோரைடுகளை இனிக்கவனிப்போம்

சோடியம் குளேரரைடு: $NaCl$ அல்லது சாதாரண உப்பு தினசரி வாழ்வில் மிகவும் பயனுடையதாக உள்ளது. முதலில், உணவுப் பொருட்களுக்கு இது மிகவும் இனிறியமையாததாகும். பல உணவுப்பொருள்களை கெடாமல் பாதுகாக்கவும் இது பயன்படுகிறது. இவ்வுப்பு, குளோரின் HCl, $NaOH$ மற்றும் Na_2CO_3 ஆகியவற்றைத் தயாரிக்க மூலப்பொருளாகவும், சோப்பு, சாயம் மற்றும் பல்வேறு தொழிற்துறைகளிலும் பயன்படுகிவது.

பொட்டாசியம் குளோரைடு: KCl வேளாண்மைத் துறையில் மிகையான அளவில் உரப்பொருளாகப் பயனுகிறது.

கால்சியம் குளோரைடு $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ குளிர்வூட்டும்: கலவைகளைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. வறுக்கப்பட்ட கால்சியம் குளோரைடு சோதனைச்சாலையில் வாயுக்களை உயர்த்துவதற்கும்,ஈத்தர் மற்றும் பல கரிம நீர்மங்களிலிருந்து 1 நீர்மம் நீரை நீக்குவதற்கும் பயன்படுகிறது.

மெர்க்குரிக் குளோரைடு: $HgCl_2$ அல்லது அறிக்கும் பதங்கம் மிகவும் தீவிர நச்சுத் தன்மையுடையது· அது மரககட்டைகளைப் பாதுகாத்து வைப்பதற்கும் உடற்சம்பந்தமான தயாரிப்புகளுக்கும் மற்றும் பிற மெர்க்குரி சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கும் பயனுகிறது. இதன் மிக நீர்த்தக் கரைசல் (1: 1000) மருத்துவத்தில் ஒரு சிறந்த் நச்சுத்தடை மருந்தாகப் பயன்படுகிறது.

சில்வர் குளோரைடு: $AgCl$ ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் உப்புகளில் மிகவும் குறைவாகக் கரையக்கூடிய உப்பாக உள்ளது. குளோரைடு அயனியும் Cl^- சில்வர் அயனியும் Ag^+ சேர்ந்து சில்வர் குளோரைடு வீழ்படிவு தோன்றல் குளோரைடு அயனியைக் கண்டறிவதற்கான ஒரு சிறந்த சோதனையாகும். சிலவகை ஒளிப்படத்தட்டுகளையும் காகிதங்கள் தயாரிப்பதற்கு சில்வர் குளோரைடு பயன்படுகிறது.

மாறுபடும் இணைதிறனைக் கொண்ட ஒரு உலோகம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து இரண்டு உப்புகளை உண்டாக்குமானால், குறைந்த இணைதிறனைக் கொண்ட உலோகத்தின் உப்பின் பெயரில் 'அஸ்' என்ற சொல்லையும் உயர் இணைதிறனைக்கொண்ட அதே உலோகத்தின் உப்பின் பெயரில் 'க்' என்ற சொல்லையும் வழங்குகிறோம். எடுத்துக்காட்டாக $FeCl_2$ ஐ ஃபெரஸ்குளோரைடு என்றும் $FeCl_3$-ஐ ஃபெரிக் குளோரைடு என்றும் Hg_2Cl_2-ஐ மெர்க்குரஸ் குளோரைடு என்றும் $HgCl_2$-ஐ மெர்க்குரிக் குளோரைடு என்றும் கூறுகிறோம்.

ஹைட்ரோபுரோமிக் மற்றும் ஹைட்ரோ ஹயோடிக் அமிலங்கள் பண்புகளில் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை மிகவும் ஒத்துள்ளன, ஆனால் குறைந்த நிலைத்தன்மையுடையன. புரோமின் மற்றும் அயோடின் அணுக்களின் அயனியாதல் வெளிப்படு ஆற்றல் குளோரினுக்கு உரியதை விடக்குறைவாக இருப்பதால் Br^-, I^- ஆகிய அயனிகள் Cl^- அயனியைவிட எளிதில் ஏற்றம் அடைகின்றன. குறிப்பாக அயோடின் அயனி எலெக்ட்ரானை மிகவும் எளிதாக அதுவும் வளிமண்டலத்திலுள்ள ஆக்ஸிஜனால் ஏற்றம் அடையக்கூடிய அளவிற்கு எளிதாக ஏற்றம் அடைகிறது. இக்காரணத்தினால் தான் காற்றிலே வைக்கப்படும் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு கரைசல், தனிமஅயோடின் வெளிப்படுவதை முன்னிட்டு உடனடியாக சிவப்பு நிறத்தைப்பெறுகிறது.

இவ்வினை ஒளியினால் பெரிதும் ஊக்குவிக்கப்படுகிறது. அயோடைடு அயனி I^- எலெக்ட்ரானை எளிதில் விடக்கூடியதாக இருப்பதால், **ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஒரு சிறந்த வீரிய ஒடுக்கக் கரணியாகச் செயல்படுகிறது.**

ஹைட்ரோபுரோமிக் மற்றும் ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலங்களின் உப்புகளை முறையே **புரோமைடுகள்** மற்றும் **அயோடைடு**கள் என்பர். இவற்றுள் பெரும்பாலானவை நீரில் நன்கு கரைவன. கரையா குளோரைடுகளைத் தரும் உலோகங்களின் இவ்வுப்புகளும் நீரில் கரைவதில்லை.

சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் புரோமைடுகளின் கரைசல்கள் மருத்துவத்தில் "புரோமைடு" என்ற பெயரில் நரம்புக் கோளாறுகளைக் குணமாக்குவதில் வலியைத் தணிக்கும் மருந்துகளாகப் பயன்படுகின்றன. ஒளிப்படத் தட்டுகள், ஏடுகள் மற்றும் காகிதங்கள் செய்ய சில்வர்புரோமைடு அதிக அளவில் பயன்படுகிறது. பொட்டாசியம் அயோடைடு மருத்துவத்தில் சில நோய்களைக் குணமாக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலம்: ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடை நீரில் கரைக்கக் கிடைக்கும் கரைசலாகும். ஹைட்ரோஃபுளூரிக் அமிலம் மற்றும் ஃபுளூரின் ஆகிய பெயர்கள் ஃபுளூர்ஸ்பாரிலிருந்து பெறப்பட்டவைகளாகும். பொதுவாக ஃபுளூர்ஸ்பாரிலிருந்து ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடு பெறப்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடு, ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலம் ஆகிய இரண்டும் பிற ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகள் மற்றும் பிற ஹைட்ரோஹாலிக் அமிலங்களிலிருந்து பண்புகளில் வேறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன. இவ் வேற்றுமை ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடின் உருகு கொதி நிலைகள் போன்ற இயற்பியல் பண்புகளிலும்கூட காணப்படுகிறது. ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடின் நிறைந்த மூலக்கூறு எடைக்கேற்ப அதன் உருகு கொதி நிலைகள் ஒத்து இருக்கவில்லை. ஹைட்ரஜன் ஃபுலூரைடு பிற ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளினின்று இவ்வாறு இயற்பியல் பண்புகளிலும்கூட பிறழ்ந்து காணப்படுவதற்குக் காரணம் இதன் மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு மூலம் வலுவாக இணக்கம் கொள்வதேயாகும் (பக்கம் *197*-ஐ காண்க).

$$......H—F...H—F...H—F...$$

32°C-ல் ஹைட்ரஜன் ஃபுளூரைடின் ஆவி அடர்த்தியிலிருந்து பெறப்படுவது இதன் வாய்ப்பாடு இந்த வெப்ப நிலையில் $(HF)_2$ என்பதாகும்: ஆனால் *90*°C-ல் இது தனித்தனி HF மூலக்கூறுகளையே பெற்றிருக்கிறது. இது போன்றே கரைசலிலும் HF மூலக்கூறுகள் வலுவாக இணக்கம் அடைந்து காணப்படுகின்றன.

HCl, HBr மற்றும் HI ஆகியவற்றுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால் ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலம் மிகக் குறைந்த அளவே அயனியாகிறது; மேலும் F^- அயனிகளுடன், F^- அயனிகளும் HF மூலக்கூறுகளும் இணைவதால் உண்டாகும் HF_2^- அயனிகளும் மிகுந்த அளவில் காணப்படுகின்றன. இக் காரணத்தினால்தான் ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலம் KHF_2 போன்ற பல அமில உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

ஹைட்ரோஃளூரிக் அமிலம் கண்ணாடியின் பகுதிப் பொருளான சிலிக்கன் டைஆக்சைடு அல்லது சிலிசிக் அமில நீரிலியுடன் SiO_2 வினைபுரிந்து வாயுநிலை சிலிக்கன் ஃபுளூரைடையும் நீரையும் உண்டாக்குகிறது. இது ஹைட்ரோ ஃபுளூரிக் அமிலத்தின் பண்புகளில் தனிச் சிறப்புக்குரிய தொன்றாகும்.



$$SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$$

கண்ணுடியின் மீது படங்களைச் செதுக்குவதற்கும் எழுத்துக்களைப் பொறிப்பதற்கும் மற்றும் கண்ணுடி சாமான்களில் (மின் விளக்குகள்) சொர சொரப்பை உண்டாக்குவதற்கும் ஹைட்ரோ ஃபுளுரிக் அமிலம் பயன்படுவது மேற்கண்ட வினையை அடிப்படையாகக் கொண்டு அமைந்ததேயாகும்.

கண்ணுடி மீது படத்தைச் செதுக்குவதற்கு, முதலில் கண்ணுடி மீது மெழுகைப் பூச வேண்டும். மெழுகு ஹைட்ரோ ஃபுளுரிக் அமிலத்தினுல் பாதிக்கப்படுவதில்லை. என்ன படம் உண்டாக்க வேண்டுமோ அதற்கேற்ப மெழுகை வெட்டி எடுத்து விட்டு பின் மெழுகு இல்லாத பரப்புகளில் ஹைட்ரோ ஃபுளுரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து சிறிது நேரம் வினைப்படுத்த வேண்டும்.

அலுமினியத்தைப் பிரித்தெடுக்கப் பயனுகும் கிரியோலைட்டை தயாரிக்க அதிக அளவில் HF பயன்படுத்தப்படுகிறது. (பகுதி 219-ஐ பார்க்க). அணுக்கரு பொறியியலில் பயனுகும் யுரேனியம் டெட்ரா - மற்றும் ஹெக்சா ஃபுளுரைடுகளை உண்டாக்க HF, பயன்படுகிறது. இச்சேர்மங்கள் உயர் வகை மோட்டார் எரிமங்களைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் வேதி முறைகளில் வினை வேக மாற்றிகளாகவும் பயன்படுகின்றன. மேலும் ஹைட்ரஜன் ஃபுளுரைடும் உயர்வகை மோட்டார் எரிமங்களைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் வினைகளில் வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரோ ஃபுளுரிக் அமிலம், கரிம ஃபுளுரைடுகளைத் தயாரிப்பதற்கும் சில வகை சாயங்கள், மசவுப் பொருள்கள் மற்றும் பிளாஸ்டிக் பொருள்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. பகுப்பு ஆய்வு சோதனைச் சாலைகளில் பல்வேறு சிலிக்கேட்டுகளைக் கரைப்பதற்கும் ஹைட்ரோ ஃபுளுரிக் அமிலம் பயனுகிறது.

ஹைட்ரோ ஃபுளுரிக் அமிலத்தின் ஆவி மிகவும் நச்சுத் தன்மையது. அடர் ஹைட்ரோ ஃபுளுரிக் அமிலம் தோலின் மீது பட்டால் குணமாவது கடினமாகும் அளவிற்கு தீவிரமான புண் உண்டாகிவிடும். எனவே, இவ்வமிலத்தை மிகவும் எச்சரிக்கையுடன் கையாள வேண்டும். சோதனைச் சாலையில் மெழுகினுல் செய்யப்பட்ட கலன்கள் ஹைட்ரோ ஃபுளுரிக் அமிலத்தை வைத்திருக்கப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன; HF மெழுகை பாதிப்பதில்லை.

ஹைட்ரோ ஃபுளுரிக் அமிலத்தின் உப்புகளான **ஃபுளுரைடுகள்** பெரிதும் நீரில் கரைவதில்லை; இப்பண்பில் ஃபுளுரைடுகள்

பிற ஹாலைடுகளினின்று வேறுபட்டு காணப்படுகின்றன. ஆனால் AgCl, AgBr, AgI ஆகியவை பெரிதும் நீரில் கரையாதிருக்கும் போது AgF மட்டும் எளிதில் கரைகிறது.

சோடியம் ஃபுளூரைடு NaF மரத்தை வளமாக்கச் செய்வதற்குப் பாதுகாப்புப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

104. ஹாலஜன்களின் ஆக்ஸிஜனின் சேர்மங்கள்

ஹாலஜன்கள் ஆக்ஸிஜனுடன் நேரடியாகக் கூடுவதில்லை; எனவே இவற்றின் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களை மறைமுகமான முறைகளில்தான் தயாரிக்க வேண்டும். இவை மிகுந்த அல்லது குறைந்த நிலைப்புத் தன்மையுடையன. ஹாலஜன்களின் ஆக்ஸிஜன் அமிலங்களினுடைய உப்புகள் மிகவும் அதிகமாக நிலைப்புத் தன்மை கொண்டவை. இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் மிகக் குறைந்த நிலைப்புத் தன்மை கொண்டவை. இவற்றின் எல்லா ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களிலும் ஹாலஜன்கள் நேர்மின் இணைதிறனைக் காட்டுகின்றன; குளோரின் மற்றும் அயோடினுடைய உயர் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களில் இவற்றின் இணைதிறன்களின் மதிப்பு ஏழு அளவிற்கு எட்டுகிறது.

எண்ணிக்கையில் அதிகமுடையதாகவும் மிகவும் பயனுடையதாகவும் இருப்பன குளோரினுடைய ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களாகும். இவற்றைப்பற்றி விரிவாகக் காண்போம்.

மிகவும் பொதுவான கருத்தைத் தெரிவிக்கும் பொருட்டு குளோரினுடைய ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் அமிலங்களின் வாய்ப்பாடுகளை அமிலங்கள் மற்றும் அவற்றின் உப்புகளின் பெயர்களோடு சேர்த்து அட்டவணை 20-ல் தரப்பட்டுள்ளது. இன்னும் பெறப்படாத சேர்மங்கள், ஆனால் இருக்கக்கூடும் எனக் கருதப்படுவைகள் அடைப்புக் குறிகளுக்குள் காட்டப்பட்டுள்ளன.

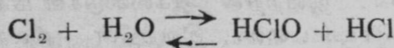
அட்டவணை 20

குளோரினின் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்கள்

ஆக்ஸைடுகள்	அமிலங்கள்		உப்புகளின் பெயர்கள்
	வாயப்பாடு	பெயர்	
Cl_2O	$HClO$	ஹைப்போகுளோரஸ்	ஹைப்போகுளோரேட்டுகள்
(Cl_2O_3)	$HClO_2$	குளோரஸ்	குளோரைட்டுகள்
Cl_2O	—	—	—
(Cl_2O_5)	$HClO_3$	குளோரிக்	குளோரேட்டுகள்
Cl_2O_7	$HClO_4$	பெர்குளோரிக்	பெர்குளோரேட்டுகள்

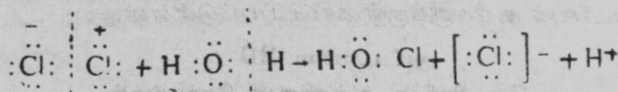
குளோரினுடைய எல்லா ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களும் வலிமிகு ஏற்றிகளாக உள்ளன. இவை ஏற்றிகளாகச் செயல்படும்போது நேர்மின் இணைதிறனைக் கொண்ட குளோரின் அணுக்கள் பெரிதும் மின்நடுநிலை அணுக்களாகவோ அல்லது எதிர்மின் சுமைகொண்ட Cl^- அயனிகளாகவோ ஒடுக்கம் அடைகின்றன. ஹைப்போ குளோரஸ் மற்றும் குளோரிக் அமிலங்களின் உப்புகளான ஹைப்போகுளோரைட்டுகளும் குளோரேட்டுகளும் மிகவும் முக்கியம் வாய்ந்தவைகளாகும்.

ஹைப்போகுளோரேட்டுகள் இவற்றைத் தயாரிக்கும் முறை குளோரினும் நீரும் வினைபுரிந்து ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலம் உண்டாகும் வினையின் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளது:

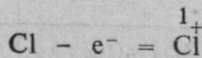


$$Cl_2 + H_2O \rightleftarrows HClO + HCl$$

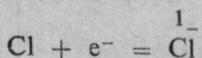
இது குளோரினை நீராற் பகுத்தலாகும். இவ்வினையில் நீராற் பகுப்பிற்கு முன் குளோரின் மூலக்கூறில் இரு குளோரின் அணுக் களுக்கும் இடையேயுள்ள சகப்பிணைப்பு முனைவு அடைவதாகக் கொள்ளலாம். அதாவது, முனைவு தன்மைக்கொண்ட நீர் மூலக் கூறுகளின் செயலினல் இரு அணுக்களுக்கிடையே பகிர்ந்து கொள்ளப்பட்ட எலெக்ட்ரான் இணை எதாவது ஒரு அணுப்பக்கம் நகர்வு அடைகிறது. இதனல் நேர்மின் சுமைக்கொண்ட குளோரின் அணு நீர் மூலக்கூறினின்று புரோட்டானை இடப்பெயர்ச்சி செய்து விட்டு ஹைட்ராக்ஸைல் உறுப்புடன் இணைகிறது; எதிர்மின் சுமை கொண்ட குளோரின் அணு $[:\ddot{Cl}:]^-$ அயனியாக மாற்றப் படுகிறது. இவை உண்டாவதைக் கீழ்க்கண்டவாறு காட்டலாம்.



இதன்படி, குளோரினை நீராற்பகுத்தல் ஒரு ஆக்ஸிஜன் ஏற்ற- ஒடுக்க வினையாகும். இவ்வினையின்போது இரண்டு குளோரின் அணுக்களில் ஒன்று ஏற்றமும் மற்றொன்று ஒடுக்கமும் அடைகிறது.



$$Cl - e^- = \overset{1+}{Cl}$$

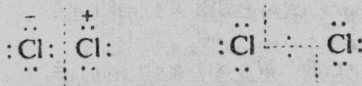


$$Cl + e^- = \overset{1-}{Cl}$$

ஒரே தனிமத்தினுடைய இரு அணுக்களில் ஒன்று ஏற்றியாக வும் மற்றொன்று ஒடுக்கியாகவும் செயல்படும். இது போன்ற வினையை, **சுயஏற்ற - சுய ஒடுக்க வினை** என்பர்.

குளோரின் நீராற் பகுப்படையும்போது உண்டாகும் HCl-ம் HClO-ம் வினைபுரிந்து மீண்டும் குளோரினையும் நீரையும் உண்டாக்கலாம். எனவே, வினை முழுமை அடைவதில்லை. கரைந்த குளோரினில் சுமார் 1/3 பங்கு வினைபுரிந்ததும் சமநிலை உண்டாகிறது. எனவே, குளோரின் நீர் குளோரின் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருப்பதோடு எப்போதும் குறிப்பிடத் தகுந்த அளவிற்கு HCl,HClO ஆகிய அமிலங்களையும் பெற்றுள்ளது.

நீராற் பகுப்பின்போது குளோரின் மூலக்கூறு பிரிகை அடைவது, ஒளியின் செயலினுல் குளோரின் மூலக்கூறு பிரிகை அடைவதினின்று வேறுபட்டு காணப்படுகிறது; பின்னது நிகழும் போது, குளோரின் அணுக்கள் உண்டாகின்றன.

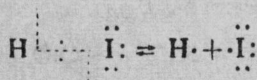


நீராற்பகுப்பின்போது பிணைப்பு முறிதல்   ஒளியினுல் பிணைப்பு முறிதல்

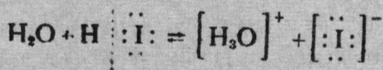
முதல் வகை சகப்பிணைப்பு முறிவு பல்லினமானது; இரண்டாம் வகை ஓரினமானது.

ஓரின, பல்லின பிணைப்பு முறிவுக்கு வேறு எடுத்துக்காட்டுகள் பின்வருமாறு:

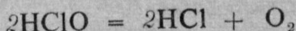
சூடு செய்யும்போது HI வெப்பச் சிதைவு அடைதல்:



ஹைட்ரஜன் அயோடைடு நீரில் கரையும்போது அயனியாதல்:



ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலம்: HClO மிகவும் நிலையற்றது. படிப்படியாக சிதைந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடையும் ஆக்ஸிஜனையும் தருகிறது.



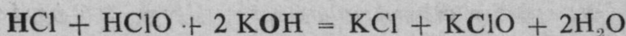
$$2HClO = 2HCl + O_2$$

ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலம் சிதைவதால், குளோரினும் நீரும் வினைபுரியும் வினையின் சமநிலை, குளோரின் முழுவதும்

நீருடன் வினை புரியும்வரை வலது பக்கமாக நகர்கிறது எனவே, கரைசலில் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் மட்டும் இருக்கும். இவ்வினை ஒளியினால் பெரிதும் விரைவுபடுத்தப் படுகிறது. எனவேதான் குளோரின் நீரை ஒளிபடாதபடி வைத்து காக்க வேண்டியிருக்கிறது.

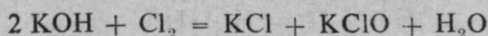
ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலம் ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றி; குளோரினும் நீரும் வினைபுரியும்போது இவ்வமிலம் உண்டாவதால்தான் குளோரின் நிறம் நீக்கும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. முழுமையாக உலர்ந்த நிலையிலுள்ள குளோரின் நிறத்தைப் போக்குவதில்லை; ஆனால், குளோரின் நீராற் பகுப்பு அடையும் போது உண்டாகும் ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலம் ஈர நிலையில் சாயங்களின் நிறத்தை விரைவில் நீக்குகிறது.

குளோரின் நீருடன், சிறிது காரத்தைச் சேர்த்தால் ஹைப் போகுளோரஸ் மற்றும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலங்களின் நடுநிலையாதலும் குளோரின் நீராற் பகுப்பு அடையும் வினையின் சமநிலையை வலது பக்கமாக பெயர்ச்சி அடையச் செய்கிறது; இதனால் ஹைப்போகுளோரஸ் மற்றும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலங்களைக் கொண்ட கரைசல் கிடைக்கிறது.



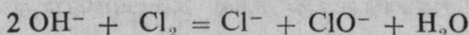
$$HCl + HClO + 2\,KOH = KCl + KClO + 2H_2O$$

எனவே, இதன் முடிவு குளோரினை நேரடியாக ஒரு குளிர்ந்த காரக் கரைசலின் ஊடே செலுத்தும்போது நிகழ்வதையே ஒத்துள்ளது என்பது தெளிவாகிறது.



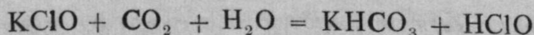
$$2\,KOH + Cl_2 = KCl + KClO + H_2O$$

அல்லது அயனி வழியில்:



$$2\,OH^- + Cl_2 = Cl^- + ClO^- + H_2O$$

ஹைப்போகுளோரைட்டுகளையும் குளோரைடுகளையும் கரைசலில் கொண்ட இந்நீர்மத்தை இ டி ஜாவலே (eau de Javelle) என்பர் (ஜாவலே என்பது பாரிஸின் அருகிலுள்ள ஒரு சிறிய நகரம். இங்குதான் இந்நீர் முதன் முதலாகத் தயாரிக்கப் பட்டது). இந்நீர் நிறம் நீக்கப் பயன்படுகிறது. இந் நீரின் நிறம் நீக்கும் பண்பிற்குக் காரணம். காற்றிலுள்ள கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் செயலினால் இதிலுள்ள KClO எளிதில் சிதைந்து ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் உண்டாவதேயாகும்:

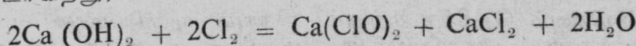


$$KClO + CO_2 + H_2O = KHCO_3 + HClO$$

பின்னது சிறந்த நிறம் நீக்கியாகும்.

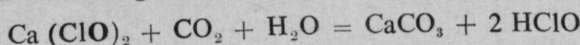
சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் ஊடே குளோரினைச் செலுத்தி சோடியம் ஹைப்போகுளோரைட்டைக் கொண்ட இது போன்ற கரைசலைப் பெறலாம். **KCl** மற்றும் **NaCl** கரைசல்களின் மின்பகுப்பின்போது உண்டாகும் குளோரினையும் காரங்களையும் வினைபுரியச் செய்வதன் மூலமும் மேற்குறிப்பிட்ட இரு கரைசல் களையும் பெறலாம்.

குளோரின் உலர்ந்த நீற்றிய சுண்ணும்புடன் வினைபுரியும் போது **சலவைத்தூள்** அல்லது **கால்சியம் ஹைப்போகுளோரைட்** என்னும் பொருள் உண்டாகிறது. இதன் முக்கியப் பகுதிப் பொருள் $Ca(ClO)_2$ ஆகும். இது கீழ்க்கண்ட வினையின்படி உண்டாகிறது;



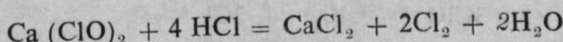
$$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 = Ca(ClO)_2 + CaCl_2 + 2H_2O$$

சலவைத்தூள் காரநெடியுடைய தீவிர ஆக்ஸிஜனேற்ற பண்புகளைக் கொண்ட ஒரு வெண்மைநிறப் பொருள். ஈரக் காற்றில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் செயலினல் இது சிறிது சிறி தாகச் சிதைந்து ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலத்தை உண்டாக்கு கிறது; இது சலவைத் தூளுக்கே உரித்தான மணத்திற்குக் காரணமாக உள்ளது.

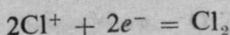


$$Ca(ClO)_2 + CO_2 + H_2O = CaCO_3 + 2\,HClO$$

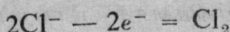
ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சலவைத்தூளுடன் வினை புரியும்போது குளோரின் வெளிப்படுகிறது.



$$Ca(ClO)_2 + 4\,HCl = CaCl_2 + 2Cl_2 + 2H_2O$$



$$2Cl^+ + 2e^- = Cl_2$$



$$2Cl^- - 2e^- = Cl_2$$

சலவைத்தூள் பெருவாரியாகத் தாவர நூல் இழைகளின் நிறத்தைப் போக்குவதற்கும், சாக்கடை, கழிவு நீர்களில் தெளிப் பதற்குத் தொற்று நீக்கியாகவும், பயன்படுகிறது. போர்முனை களிலிருந்து நச்சு வாயுக்களைப் போக்குவதற்கும் இது சிறந்த முறையில் பயன்படுகிறது.

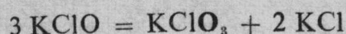
சலவைத்தூளின் தன்மையை அது பெற்றுள்ள 'வீரிய குளோரினின்' அளவைப் பொருத்து அறியப்படுகிறது; சலவைத் தூளுடன் HCl வினைபுரியும்போது வெளிப்படும் குளோரினின் அளவைப் பொருத்ததாகும். குளோரினின் அளவை சலவைத் தூளின் மொத்த எடையில் குளோரின் எத்தனை விழுக்காடு உள்ளது என தெரிவிக்கப்படுகிறது. நியம சலவைத்தூளில் சுமார் 35% குளோரின் உள்ளது.

குளோரினை சுண்ணம்பு நீருடன் வினைபுரியச் செய்து பெரிதும தூய கால்சியம் ஹைப்போ குளோரைட்டைக் கொண்ட சலவைத் தூள் பெறப்படுகிறது. கால்சியம் ஹைப்போகுளோரைட் $Ca(ClO)_2.3H_2O$ இயைபு கொண்ட சிறு படிகங்களாகக்கிடைக் கின்றன.

வினை முடிந்ததும் வடிகட்டி வீழ்படிவை உலர்த்த வேண்டும். இவ்வாறு கிடைக்கும் வினைபொருளில் 70% வரை வீரிய குளோரின் காணப்படுகிறது.

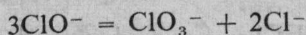
குளோரேட்டுகள்: குளோரிக் அமிலத்தின் உப்புகளாகும். குளோரிக் அமிலம் சிறிது நிலையற்ற சேர்மம். குளோரேட் உப்பு களில் மிகவும் தெரிந்த மற்றும் மிகவும் முக்கியமான உப்பாக இருப்பது பொட்டாசியம் குளோரேட்டாகும். இதனை **பெர்த்தோ லெட்டின் உப்பு** என்பர்.

பொட்டாசியம் ஹைப்போகுளோரேட்டைச் சூடு செய்தால் அது தன் நிறம் நீக்கும் பண்பை இழந்து விடுகிறது. இதற்குக் காரணம் வெப்பத்தினல் KClO சிதைந்து பொட்டாசியம் குளோ ரேட்டையும் பொட்டாசியம் குளோரைடையும் உண்டாக்குவதே யாகும்.



$$3\,KClO = KClO_3 + 2\,KCl$$

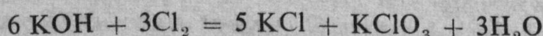
அல்லது அயனி வழியில்



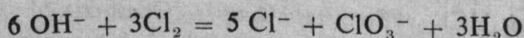
$$3ClO^- = ClO_3^- + 2Cl^-$$

இவ்வினையில், ClO^- அயனிகளில் உள்ள 2/3 பங்கு Cl^+ அயனிகள் Cl^- அயனிகளாக மாற்றப்படுகின்றன; அதாவது ஒடுக்கமடைகின்றன. அதே சமயத்தில் மீதம் உள்ள குளோரின் அணுக்கள் +1 இணை திறன் நிலையிலிருந்து +5 இணை திறன் நிலைக்கு ஏற்றம் அடைகின்றன.

குளோரினை சூடான பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரை சலினூடே செலுத்தினல், KClO-ஐவிட $KClO_3$ நேரடியாகக் கிடைக்கிறது.



$$6\,KOH + 3Cl_2 = 5\,KCl + KClO_3 + 3H_2O$$

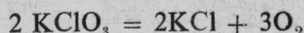


$$6\,OH^- + 3Cl_2 = 5\,Cl^- + ClO_3^- + 3H_2O$$

இவ்வினையின் போது 1/6 பங்கு குளோரின் அணுக்கள் ClO_3^- அயனிகளாக ஏற்றம் அடைகின்றன; 5/6 பங்கு Cl^- அயனிகள் ஒடுக்கம் அடைகின்றன.

பொட்டாசியம் குளோரேட் பொட்டாசியம் குளோரைடை விடக் குறைந்த அளவே நீரில் கரைவதால், கரைசலை குளிர்விக்கும் போது, பொட்டாசியம் குளோரேட் மட்டும் படிகங்களாக வெளிப் படுகிறது. பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலில் தங்கி நிற்கிறது. இவ்வாறு பொட்டாசியம் குளோரேட்டைப் பொட்டாசி யம் குளோரைடிலிருந்து பிரிக்கலாம்.

பொட்டாசியம் குளோரேட்டைச் சூடு செய்தால் எளிதில் சிதைந்து ஆக்ஸிஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.



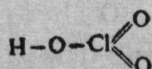
$$2\,KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

பொட்டாசியம் குளோரேட்டும் பல்வேறு எரியும் பொருள் களும் (சல்ஃபர், கரி, பாஸ்பரஸ்) கலந்த கலவைகள் அதிர்வு அடையும்போது மிகத் தீவிரமாக வெடிக்கின்றன. இதன் அடிப் படையில்தான் பிரங்கியில் வெடி மருந்தின் வத்தியை தயாரிக்க இது பயன்படுகிறது. பொட்டாசியம் குளோரேட் பெங்கால் வாண வேடிக்கை மருந்துகளையும் மற்றும் எளிதில் எரியக்கூடிய கலவைகளையும் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. ஆனால் பொட்டாசி யம் குளோரேட்டைப் பெரிதும் பயனாக்கிக் கொள்வது தீக்குச்சி தொழிற்சாலையாகும். ஒரு சாதாரண தீக்குச்சியில் சுமார் 50% $KClO_3$ உள்ளது.

மக்னீசியம், பொட்டாசியம் மற்றும் சோடியம் ஆகியவற்றின் குளோரேட்டுகள் செடிகளின் இலைகளை உதிரச் செய்வதற்குப் பயன்படுகின்றன; அதிக அடர்வில் இவைகளை அழிப்பதற்கும் பயன்படுகின்றன.

பொட்டாசியம் குளோரேட் உப்பைச் சார்ந்த **குளோரிக் அமிலம்** $HClO_3$, நீர்க் கரைசலாகத்தான் கிடைக்கிறது. இதனை ஆவியாக்கி 50 சத அளவிற்கு அடர்ப்பிக்கலாம். குளோரிக் அமிலம் ஒரு வீரிய ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும்.

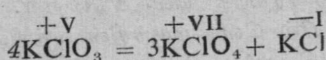
குளோரிக் அமிலத்தின் அமைப்பு வாய்பாடு,



குளோரிக் அமிலத்தின் எந்த நீரிலியும் அறியப்படவில்லை. பதிலாக, அடர் H_2SO_4 பொட்டாசியம் குளோரேட்டை சிதைவு அடையச் செய்யும்போது, குறிப்பிடத்தக்க மணம் கொண்ட ஒரு மஞ்சள் கலந்த பழுப்பு நிற வாயு வெளிப்படுகிறது. இவ்வாயு **குளோரின் டை ஆக்ஸைடாகும்** ClO_2. இது மிகவும் நிலையற்றது;

சூடு செய்யும்போது அல்லது கரிமப் பொருள்களுடன் தொடர்பு பெறும்போது வெடித்துச் சிதைந்து குளோரினையும் ஆக்ஸிஜனையும் உண்டாக்குகிறது. பொட்டாசியம் குளோரேட்டும் சர்க்கரையும் கலந்த கலவையை ஒரு துளி சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைக் கொண்டு நனைப்பதன்மூலம் தீப்பற்றச் செய்யலாம். இதற்குக் காரணம் இங்கு நடைபெறும் வினையில் உண்டாகும் குளோரின் டை ஆக்ஸைடு ஒரு சிறந்த ஏற்றியாக இருப்பதுதான்.

பொட்டாசியம் குளோரேட்டைக் கவனமாக வினைவேக மாற்றி இல்லாமல் சூடு செய்தால், பகுதி சிதைந்து ஆக்ஸிஜனை வெளிப்படுத்துகிறது; மீதம் பெர்குளோரிக் அமிலத்தின் உப்பான **பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டாக** $KClO_4$ மாறுகிறது:

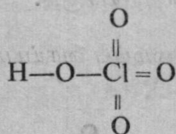


$$4K\overset{+V}{Cl}O_3 = 3K\overset{+VII}{Cl}O_4 + K\overset{-I}{Cl}$$

பெர்குளோரேட்டுகள்: குளோரேட்டுகளைவிட மிகவும் நிலையான சேர்மங்கள். பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டுடன் சல்ஃபூரிக் அமிலம் வினைபுரிந்தால், பெர்குளோரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது. இது தூய நிலையில் $-112°$C-ல் உறையும் ஒரு நிறமற்ற நீர்மம்.

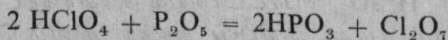
குளோரினுடைய ஆக்ஸி அமிலங்களில் மிகவும் நிலையானது **பெர்குளோரிக் அமிலம்,** $HClO_4$. மற்றும் இதுவே அமிலங்களிலெல்லாம் மிகவும் வீரியமானதாகும்; $0.5N$ கரைசலில் இதன் தோற்றப் பிரிகை வீதம் 88%. இம்மதிப்பு இதே சூழ்நிலையில் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் பிரிகை வீதத்தைவிட அதிகமானதாகும். பெர்குளோரிக் அமிலம் குளோரிக் அமிலத்தைப் போன்று அவ்வளவு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றி அல்ல.

பெர்குளோரிக் அமிலத்தின் அமைப்பு வாய்பாடு,



$$H—O—\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{\underset{\underset{\displaystyle O}{\|}}{Cl}}=O$$

பெர்குளோரிக் அமிலத்தை பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்ஸைடுடன் சேர்த்து சூடு செய்தால், பின்னது அமிலத்தினின்று நீரை ஈர்த்து நீக்கி **பெர்குளோரிக் நீரிலியை** உண்டாக்குகிறது.



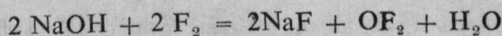
$$2HClO_4 + P_2O_5 = 2HPO_3 + Cl_2O_7$$

பெர்குளோரிக் நீரிலி $83°$C-ல் கொதிக்கும் ஒரு எண்ணெய் போன்ற நீர்மம்; அதிர்வினால் தீவிரமாக வெடிக்கும் தன்மையது.

குளோரினுடைய மிக முக்கிய ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களின் பண்புகளை ஒப்பிட்டு நோக்கினுல் ஒரு பொதுவான கருத்து புலப்படுகிறது. அது பின்வருமாறு; **குளோரினுடைய இணை திறன் அதிகரிக்க அதிகரிக்க, அதன் ஆக்ஸி அமிலங்கள் அதிக மான நிலைப்புத் தன்மையைப் பெறுகின்றன; மற்றும் அவற்றின் ஆக்ஸிஜனேற்றப் பண்புகள் வலுக்குறைவடைகின்றன. மிகவும் தீவிர ஆக்ஸிஜனேற்றி ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலம். மிகவும் வலுக்குறைந்த ஏற்றி பெர்குளோரிக் அமிலம். இதற்கு மாருக, குளோரினுடைய இணைதிறன் அதிகரிக்க அதிகரிக்க அதன் ஆக்ஸி அமிலங்களின், அயனி வலிவு (Strength) அதிகரிக்கிறது.** மிகவும் குறைந்த அயனி வலிவுடையது ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலம் (இதன் அயனி மாறிலி சுமார் 10^{-8}). மிகவும் அதிக அயனி வலிவுடையது பெர்குளோரிக் அமிலம்.

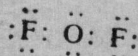
ஃபுளுரினின் ஆக்ஜஸின் சேர்மங்கள்: மிகவும் நன்ருக ஆய்ந்தறியப்பட்டுள்ள ஃபுளுரினுடைய ஆக்ஸிஜன் சேர்மம்: ஃபுளுரின் ஆக்ஸைடு அல்லது **ஆக்ஸிஜன் ஃபுளுரைடாகும் OF_2.** இது 1927-ல் தான் முதன் முதலில் பெறப்பட்டது. இது 145°C-ல் நீர்மமாகும். ஒரு நிறமற்ற வாயு. மிகவும் நச்சுத்தன்மையது. நீரில் மிகச் சிறிதே கரையும்.

ஃபுளுரினை 2% காரக் கரைசலுடன் வினைபுரியச் செய்து ஆக்ஸிஜன் ஃபுளுரைடு தயாரிக்கப்படுகிறது.



$$2\,NaOH + 2\,F_2 = 2NaF + OF_2 + H_2O$$

இச்சேர்மத்தில் ஆக்ஸிஜனுக்கும் ஃபுளுரினுக்கும் இடையே யுள்ள பிணைப்புகள் சகபிணைப்புகளாக இருக்க வேண்டும் என்பதனை இதன் பண்புகள் (குறைந்த கொதி நிலை, நீரில் குறைந்த கரைதிறன்) தெரிவிக்கின்றன. இதன் அமைப்பை கீழ்க்கண்ட வாறு காட்டலாம்:



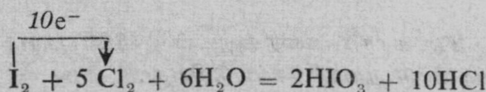
ஃபுளுரினுடைய எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் ஆக்ஸிஜனுக் குரியதைவிட அதிகமாக இருப்பதால், ஆக்ஸிஜன் ஃபுளுரைடில், ஃபுளுரின் ஓர் எதிர் இணைதிறனுடனும் (—1) ஆக்ஸிஜன் இரண்டு நேர் இணைதிறனுடனும் (+2) உள்ளன என குறிப்பிட வேண்டும்.

புரோமின் மற்றும் அயோடினுடைய ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்கள்: ஹைப்போ புரோமஸ் அமிலம் HBrO புரோமிக் அமிலம் $HBrO_3$.

மற்றும் இவற்றின் உப்புகளே தற்போது அறியப்பட்டுள்ள புரோமினுடைய ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களாகும். இவற்றின் தயாரிப்பு முறை இவற்றைப்போன்ற குளோரினுடைய சேர்மங்களைத் தயாரிக்கும் முறையை ஒத்துள்ளது. ஆனல் இச்சேர்மங்கள் குறைந்த நிலைப்புத் தன்மையுடையன. பெர்புரோமிக் அமிலமோ அல்லது அதன் எந்த உப்புகளும் இதுவரை கண்டறியப்படவில்லை. புரோமினுடைய ஆக்ஸைடுகள் மிகவும் நிலையற்றவை. இவை குறை வெப்பநிலைகளிலேயே காணப்படுகின்றன.

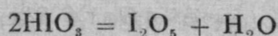
அயோடினுடைய உயர் ஆக்ஸைடு I_2O_5 ஆகும். இதனை அயோடிக் நீரிலி அல்லது அயோடின் பெண்டாக்ஸைடு என்பர். இது அயோடிக் அமிலத்தைச் (HIO_3) சார்ந்தது. இவ்வமிலத்தின் சோடியம் உப்பு சிலி சால்ட் பீட்டரில் அசுத்தமாக கலந்து காணப்படுகிறது. இதன் பொட்டாசியம் உப்பை பொட்டாசியம் குளோரேட்டை தயாரிப்பது போலவே, அயோடினை சூடான காரக் கரைசலுடன் வினைபுரியச் செய்து தயாரிக்கலாம்.

அயோடினை நீரின் முன்னிலையில் ஏற்றம் அடையச் செய்து அயோடிக் அமிலத்தைப் பெறலாம். குளோரினை ஏற்றியாக எடுத்துக்கொண்டால், வினை கீழ்க்கண்டவாறு நடைபெறும்:



$$I_2 + 5\,Cl_2 + 6H_2O = 2HIO_3 + 10HCl$$

அயோடிக் அமிலம் சாதாரண வெப்பநிலைகளில் நிலையாக உள்ள ஒரு படிகப்பொருள். இதனை *200°* C-க்கு சூடு செய்தால் திண்ம அயோடிக் நீரிலியாக மாறுகிறது:



$$2HIO_3 = I_2O_5 + H_2O$$

300° C-க்கு உயர்வான வெப்ப நிலையில் அயோடிக் நீரிலி சிதைந்து அயோடினையும் ஆக்ஸிஜனையும் தருகிறது.

அயோடினுடைய மற்றொரு ஆக்ஸி அமிலம் **பெர்அயோடிக் அமிலம்** HIO_4. அயோடினைப் பெர்குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து இதனைத் தயாரிக்கலாம்:



$$2HClO_4 + I_2 = 2HIO_4 + Cl_2$$

பெர்அயோடிக் அமிலத்தின் கரைசலை ஆவியாக்கினல், $HIO_4 \cdot 2H_2O$ இயைபு கொண்ட நிறமற்ற படிகங்கள் படிகின்றன. இதன் ஊருகுநிலை *130°* C. எனினும் இந்த படிக ஹைடிரேட்டை ஐங்காரத்துவமுடைய அமிலம் H_5IO_6 (ஆர்த்தோபெர்அயோடிக்

அமிலம்) என்ற வேறொரு பொருளாகத்தான் கூற வேண்டும்; ஏனெனில் இதிலுள்ள எல்லா ஐந்து டைஹரஜன் அணுக்களையும் உலோகங்களினல் இடப்பெயர்ச்சி செய்து உப்புகளை (Ag_5IO_6) உண்டாக்க முடிகிறது.

பெர்அயோடிக் நீரிலி I_2O_7 பெறப்படவில்லை.

105. ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகளின் சமன்பாடுகளைச் சமன் செய்தல்

ஹாலஜன்களின் பண்புகளைப் பற்றிப் படிக்கும்போது ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகளை ஆங்காங்கே கண்டோம். வினைபொருள்கள் மற்றும் விளைபொருள்களுக்கு முன்னல் குணகங்களை எழுதி பெரிதும் சிக்கலான சமன்பாடுகளைக் கொண்டு இவ்வினைகள் குறிப்பிடப்படுகின்றன. இதுபோன்ற சமன்பாடுகளை வருவிப்ப திலுள்ள முக்கிய சிரமம் இவற்றைச் சமன் செய்வதேயாகும். தேவைப்படும் எண்களைக் கண்டறிய பல முறைகள் உள; அவற்றுள் எளிய முறையாக இருப்பது வினையில் பங்குபெறும் பொருள்கள் இழக்கும் மற்றும் ஏற்கும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் கண்டறிவதாகும்.

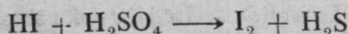
ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகளில் எலெக்ட்ரான்கள் வினையில் பங்கு பெருத பொருள்களிலிருந்து பெறப்படுவதில்லை; எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு வகை அணுக்கள் அல்லது அயனிகளிலிருந்து மற்ருென்றிற்கு செல்கின்றன. எனவே, ஏற்றியால் ஏற்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கை ஒடுக்கியால் இழக்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக இருத்தல் வேண்டும். எனவே, ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகளைச் சமன் செய்ய, ஏற்றியினுடைய அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை அது ஏற்கும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையால் பெருக்கக் கிடைக்கும் பெருக்குத் தொகை, ஒடுக்கியினுடைய அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை அது இழக்கும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையால் பெருக்கக் கிடைக்கும் பெருக்குத் தொகைக்குச் சமமாக இருக்கும்படி குணகங்களை தேர்ந்தெடுக்க வேண்டும்.

வினையின் காரணமாக ஏற்ற ஒடுக்கிகளின் இணைதிறனில் உண்டாகும் மாற்றங்கள் தெரியுமாயின், ஏற்றியினுல் ஏற்கப்படும் மற்றும் ஒடுக்கியினுல் இழக்கப்படும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை அறிந்துகொள்வதில் எந்தவிதச் சிரமமும் இராது.

ஏற்ற - ஒடுக்க வினைகளின் சமன்பாட்டை எழுதும்போது வினையின் காரணமாக ஏற்ற ஒடுக்கிகளில் உண்டாகும் மாற்றங்களை அறிந்திருக்க வேண்டியது அவசியமாகிறது; வினைபுரியும் பொருள்களின் பண்புகள் தெரிந்திருப்பின் பல வினைகளில் இதனை முன்கூட்டியே கூறிவிடலாம். வினை கரைசல் நிலையில் நிகழுமாயின் வினையில் நீர் பங்கு பெறுவதையும் கவனத்தில் கொள்ள வேண்டும். வினையில் நீர் பங்கு பெற்றுள்ளதா இல்லையா என்பது வினையைச் சமன் செய்யும்போது தெரிந்து விடும்

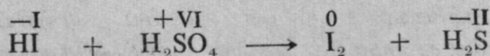
இனி பல ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகளின் சமன்பாடுகளைச் சமன் செய்யவும் குறிப்பிட்ட சில எடுத்துக்காட்டுகளில் எவ்வாறு குணகங்கள் நிர்ணயிக்கப்படுகின்றன என்பதை கவனிக்கவும் முயலுவோம்:

1. அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் செயலினால் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஏற்றம் அடைதல்: அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் செயலினால் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு அயோடினை வெளிப்படுத்துகிறது; மேலும் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடாக ஒடுக்கமடைகிறது. இவ்வினைக்குரிய சமன் செய்யாச் சமன்பாடு:



$$HI + H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + H_2S$$

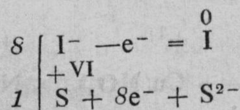
முதலில் வினைக்கு முன்னும் பின்னும் ஏற்ற ஒடுக்கத்தில் பங்கு கொண்ட தனிமங்களின் இணை திறன்களை நிர்ணயித்துக் கொள்வோம்; இணை திறன்களை ரோமன் எண்களில் தனிமங்களின் குறியீடுகளுக்கு மேல் குறிப்பிடப்படவேண்டும்:



$$\overset{-I}{HI} + \overset{+VI}{H_2SO_4} \longrightarrow \overset{0}{I_2} + \overset{-II}{H_2S}$$

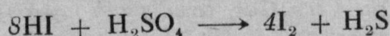
இதிலிருந்து அயோடினுடைய இணை திறன் – 1லிருந்து பூஜ்ஜியமாக உயர்ந்துள்ளது என அறிகிறோம்; எனவே, அயோடின் ஏற்றம் அடைந்துள்ளது. வினையின்போது இதன் அயனிகள் ஒவ்வொன்றும் 'ஒவ்வொரு எலெக்ட்ரானை இழக்கின்றன. மாறாக, சல்ஃபரினுடைய ஒவ்வொரு இணை திறன் +6-லிருந்து —2 ஆக குறைந்துள்ளது. அதாவது சல்ஃபர் ஒடுக்கம் அடைந்துள்ளது. சல்ஃபரின் இணை திறன் குறைவதற்குக் காரணம் ஹைட்ரஜன் அயோடைடிலிருந்து சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்திற்கு எலெக்ட்ரான்கள் செல்வதேயாகும். சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் சகப்பிணைப்பு மூலம் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுடன் இணைந்துள்ள சல்ஃபர் அணு 8 எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுக் கொண்டு S^{2-} அயனியாக மாறுகிறது. இவ்வினையின்போது

எலெக்ட்ரான்கள் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்றுக்குச் செல்வதைக் கீழ்க்கண்டவாறு அயனிச் சமன்பாடுகள் மூலம் குறிப்பிடலாம் (அணுவு அயனிகள் அல்லது அணுவு சேர்மங்களின் மூலக்கூறு களில் சகபிணைப்பினால் இணைக்கப்பட்டுள்ள அணுக்களைக் குறிப்பிட அவற்றிற்குரிய குறியீடுகளைப் பயன்படுத்துவதோடு அல்லாமல் அவற்றின் மீது ரோமன் எண்களில் அவற்றின் இணை திறன்களையும் குறிப்பிடுகிறோம்):



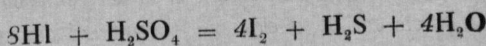
$$\begin{array}{c|l} 8 & I^- - e^- = \overset{0}{I} \\ 1 & \overset{+VI}{S} + 8e^- + S^{2-} \end{array}$$

அயோடைடு அயனிகளினால் இழக்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கை சல்ஃபூரிக் அமிலத்திலுள்ள $\overset{+vi}{S}$ அணுக்கள் ஏற்றுக் கொண்ட எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக இருக்க வேண்டுமாதலால், ஒவ்வொரு சல்ஃபர் அணுவிற்கும் 8 அயோடைடு அயனிகள் பங்கு பெற்று இருக்க வேண்டும்; அதாவது, ஒவ்வொரு H_2SO_4 மூலக்கூறுக்கும் 8 HI மூலக்கூறுகள் பங்கு பெற்று இருத்தல் வேண்டும் என்பதாகும். இதுவே மேற் குறிப்பிட்ட சமன்பாடுகளில் இடதுபுறமாக குறித்து காட்டப்பட் டுள்ளது. இவ்வாறு ஏற்றி மற்றும் ஒடுக்கியின் முன்பு குறிப்பிடப் பட வேண்டிய குணகங்களை நம்மால் கண்டறிய முடிகிறது; மேலும், 8 HI மூலக்கூறுகளிலிருந்து $4I_2$ மூலக்கூறுகளும், ஒரு H_2SO_4 மூலக்கூறிலிருந்து ஒரு H_2S மூலக்கூறையும் பெற முடியு மாதலால், இம்முறையில் ஏற்ற-ஒடுக்க வினையின் காரணமாக விளைந்த விளைபொருள்களின் குணகங்களையும் தெரிந்து கொள்ள முடிகிறது. குணகங்களை உரிய இடத்தில் அமைக்கக் கிடைப்பது:



$$8HI + H_2SO_4 \longrightarrow 4I_2 + H_2S$$

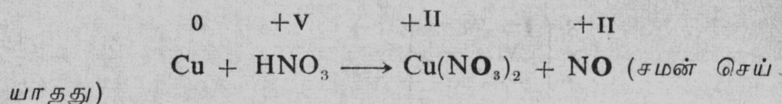
இப்போது சமன்பாட்டின் இரண்டு பக்கங்களையும் நோக்கி னால் வலதுபக்கம் 8 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் குறைவாக இருப்பது தெரிகிறது. எனவே, ஏற்றம் மற்றும் ஒடுக்கத்தினால் உண்டான பொருள்களோடு நீரும் வினையில் உண்டாகி இருக்க வேண்டும். நீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை குறையும் ஹைட்ரஜன் அணுக் களின் எண்ணிக்கையினால் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. இப்போது வலது பக்கம் நான்கு நீர் மூலக்கூறுகளைச் சேர்க்க சமன் செய்த சமன்பாடு கிடைக்கிறது:



$$8HI + H_2SO_4 = 4I_2 + H_2S + 4H_2O$$

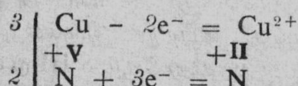
முடிவாக, சமன்பாடு சரியாக சமன் செய்யப்பட்டுள்ளதா என்பதை அறிய, சமன்பாட்டின் இருபக்கமும் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை சரியாக உள்ளதா எனப் பார்க்க வேண்டும்.

2. நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் தாமிரத்தை ஏற்றம் அடையச் செய்தல்: *நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்திற்கும் தாமிரத்திற்கும் இடையே நிகழும் ஏற்ற-ஒடுக்க வினையின் விளைபொருள்கள் குப்ரிக் நைட்ரேட்டும்* $Cu(NO_3)_2$ *நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும் ஆகும்.*



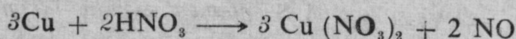
$$\overset{0}{Cu} + \overset{+V}{HNO_3} \longrightarrow \overset{+II}{Cu}(NO_3)_2 + \overset{+II}{NO}$$ (சமன் செய்யாதது)

இவ்வினையின் காரணமாக, தாமிரம் அணு இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழந்து ஏற்றம் அடைகிறது; ஐந்திணை திறனுடைய நைட்ரஜன் அணு மூன்று எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுக் கொண்டு ஒடுக்கம் அடைகிறது.



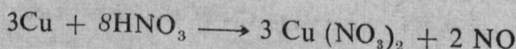
$$\begin{array}{c|l} 3 & Cu - 2e^- = Cu^{2+} \\ 2 & \overset{+V}{N} + 3e^- = \overset{+II}{N} \end{array}$$

எனவே, மூன்று Cu அணுக்கள் ஏற்றம் அடைய இரண்டு HNO_3 மூலக்கூறுகள் தேவைப்படுகின்றன. மேலும் ஏற்ற-ஒடுக்கத்தினல் மூன்று குப்ரிக் நைட்ரேட்மூலக் கூறுகளும் இரண்டு NO மூலக்கூறுகளும் உண்டாகி இருக்க வேண்டும்.



$$3Cu + 2HNO_3 \longrightarrow 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 2\,NO$$

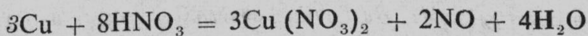
இருப்பினும் இரண்டு பக்கங்களையும் நோக்குமிடத்து, இடது பக்கம் இருப்பதைவிட வலது பக்கம் ஆறு நைட்ரஜன் அணுக்கள் அதிகமாக உள்ளன. எனவே, நைட்ரஜன் அணுக்களைச் சமன் செய்ய இடது பக்கமுள்ள நைட்ரிக் அமிலத்தின் குணகத்தை இரண்டிலிருந்து எட்டாக உயர்த்த வேண்டும். ஆகவே, மொத்தமாக எட்டு HNO_3 மூலக்கூறுகள் வினையில் பங்கு பெறுகின்றன. ஆனல் இரண்டு நைட்ரஜன் அணுக்கள் மட்டுமே இணைதிறனை +5 லிருந்து +2-க்குக் குறைத்துக் கொள்வதால் இரண்டு HNO_3 மூலக்கூறுகள் மட்டுமே தாமிரத்தை ஏற்றம் அடையச் செய்வதில் பங்கு பெறுகின்றன.



$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 2\,NO$$

இனி ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் காண்போம். இடதுபக்கம் எட்டு உள்ளன. வலதுபக்கம் ஒன்றுகூட

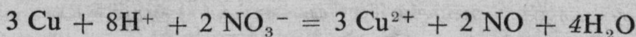
இல்லை. எனவே, வினையில் நான்கு நீர் மூலக்கூறுகளும் உண்டாகி இருத்தல் வேண்டும். இவற்றை வலது பக்கம் எழுதக் கிடைக்கும் சமன் செய்த சமன்பாடு,



$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

வினையில் உண்டாகும் அயனிகளைப் பிணைக்கவும் பயனாகும் (ஏற்ற-ஒடுக்கச் செயலோடு) ஏற்றி அல்லது ஒடுக்கியைக் கொண்ட இதுபோன்ற வினைகள் பெரிதும் நிகழ்கின்றன. இதுபோன்ற வினைகளில் குணகங்களை மேற்கண்டவாறு தேர்ந்தெடுக்கலாம்.

இதுவரை பார்த்துவரும் இவ்வினையை அயனி வழி முறையில் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடலாம்.



$$3\,Cu + 8H^+ + 2\,NO_3^- = 3\,Cu^{2+} + 2\,NO + 4H_2O$$

இதிலிருந்து மூன்று தாமிர அணுக்களை ஏற்றம் செய்ய மூலக்கூறு சமன்பாட்டில் காட்டியதுபோல் எட்டு அல்லாமல் இரண்டே NO_3^- அயனிகள், அதாவது இரண்டே நைட்ரிக் அமில மூலக்கூறுகள்தான் பயனாகி உள்ளன என்பது தெளிவு.

அயனிச் சமன்பாட்டை சரிபார்க்கும்போது இரு பக்கங்களிலும் ஒவ்வொரு வகையான அணுக்களின் எண்ணிக்கை மட்டும் சரியாக இருந்தால் போதாது; இரு பக்கங்களிலும் மின் சுமைகளின் எண்ணியல் தொகையும் (Algebraic Sum) சமமாக இருத்தல் வேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, மேற்குறிப்பிட்ட வினையில் வலது பக்கம் ஆறு நேர்மின் சுமைகள் $(+\ 2 \times 3)$ உள்ளன; இடது பக்கமும் ஆறு நேர்மின் சுமைகள் $(+\ 8\ -\ 2)$ உள்ளன.

இதுவரை கண்ட எடுத்துக்காட்டுகளின் அடிப்படையில், ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகளைச் சமன்செய்ய உகந்ததாக உள்ள வரிசை முறை பின்வருமாறு:

1. ஏற்ற-ஒடுக்க வினையின் வினைபொருள்களையும் விளை பொருள்களையும் காட்டும் சமனாகாத சமன்பாட்டை எழுத வேண்டும்.

2. வினைக்கு முன்னும் பின்னும் தனிமங்களின் இணைதிறன்களை நிர்ணயித்துக் கொண்டு எந்த அணுக்கள் அல்லது அயனிகள் ஏற்றம் அடைந்துள்ளன என்றும் எவை ஒடுக்கம் அடைந்துள்ளன என்றும் முடிவு செய்ய வேண்டும்.

3. ஏற்ற மற்றும் ஒடுக்க வினைகளுக்கு அயனிச் சமன்பாடுகளை எழுதி, இரு சமன்பாடுகளிலும் எலெக்ட்ரான்களின்

எண்ணிக்கைச் சமமாக இருக்கச்செய்ய தேவைப்படும் எண்களைக் கண்டறிய வேண்டும்.

இவ்வாறு கண்டறியப்பட்ட எண்களே ஏற்றி மற்றும் ஒடுக்கியின் குணகங்களாகும். இது ஏற்ற-ஒடுக்க வினையின் காரணமாக உண்டான விளைபொருள்களின் குணகங்களையும் நிர்ணயிக்கிறது. இவற்றைத் தவிர வினையில் பங்கு பெறும் பிற பொருள்களின் குணகங்களைக் கண்டறிய, வினையின் இரு பக்கங்களிலும் அணுக்களின் (அயனிகளின்) எண்ணிக்கையை கணக்கிட்டு அறிய வேண்டும்.

முடிவாக, பெரும்பாலான பொருள்கள் பெரிதும் அமிலம் அல்லது காரக் கரைசலிலேயே ஏற்றப்பண்புகளை அல்லது ஒடுக்கப்பண்புகளைக் காட்டுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, நைட்ரிக் அமிலம் அல்லது சிறப்பாக NO_3^- அயனி அமிலக் கரைசலில் வீரிய ஏற்றியாகச் செயலாற்றுகிறது. ஆனால் நடுநிலைக் கரைசலில் எந்தவித ஏற்றப் பண்புகளையும் பெற்றிருப்பதில்லை. நடுநிலைக் கரைசலில் அமிலம் சில உப்பு வடிவில் இருக்கும். ஹாலஜன்கள் காரக் கரைசலில் தீவிர ஏற்றப் பண்புகளைக் காட்டுகின்றன.

பொதுவாக, ஒரு கரைசலில் அமில நிலையை உண்டாக்குவதற்கு சல்ஃபூரிக் அமிலத்தையும், காரநிலையை உண்டாக்குவதற்கு சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் சேர்க்கப்படுகிறது.

மிக முக்கிய ஏற்றிகள்: சல்ஃபூரிக் அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் மற்றும் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட், நைட்ரிக் அமிலம், ஹாலஜன்கள், பொட்டாசியம் குளோரேட், சோடியம் ஹைப்போகுளோரைட், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு.

மிக முக்கிய ஒடுக்கிகள்: கார உலோகங்கள், ஹைட்ரஜன், கார்பன், சிலிக்கன், கார்போமோனாக்ஸைடு, டின்னினுடைய இரண்டு இணைதிறன் சேர்மங்கள், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, சல்ஃபூரஸ் அமிலம் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு மற்றும் பிற.

15. ஆக்ஸிஜன் குடும்பம்

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
ஆக்ஸிஜன்	O	15·9994	8	2	6				
சல்ஃபர்	S	32·064	16	2	8	6			
செலினியம்	Se	78·96	34	2	8	18	6		
டெலூரியம்	Te	127·60	52	2	8	18	18	6	
பொலோனியம்	Po	[210]	84	2	8	18	32	18	6

106. பொதுப் பண்புகள்

ஆக்ஸிஜன் குடும்பம் தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஆறுவது தொகுதியின் மாதிரித் தனிமங்களான, ஆக்ஸிஜன், சல்ஃபர் ஆகியவற்றைக் கொண்டுள்ளது. இவற்றுடன் ஒத்த அமைப்பைக் கொண்ட ஒற்றை வரிசையைச் சார்ந்த செலினியம், டெலுரியம், பொலோனியம் ஆகியவைகளும் அடங்கும். இங்கு கடைசியாகக் கூறப்பட்ட தனிமம் கதிரியக்கத் தன்மை வாய்ந்தது. இதன் வேதியியப் பண்புகள் பெரிதும் இதுநாள்வரை அறியப்படவில்லை.

இத் தனிமங்கள் இவற்றின் வெளி ஷெல்களில் ஆறு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருப்பதால், இவை ஹாலஜன்களைவிடக் குறைந்த வலிவுடையவைகளாக இருந்தபோதிலும் இவற்றை அலோகங்கள் என்றே வகைப்படுத்த வேண்டும். இத் தனிமங்கள் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுக்கொண்டு இரண்டு எதிர்மின் சுமைகளைக் கொண்ட அயனிகளாகின்றன. இவ் வடிவிலேயே

இவைகள் சேர்மங்களில் உலோகங்களுடன் சேர்ந்து காணப்படு கின்றன. ஹைட்ரஜனைக் கொண்ட சேர்மங்களிலும் இவை இரண்டு எதிர்மின் இணைதிறன்களையே பெற்றுள்ளன. ஆனால் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களில் இவை நேர்மின் இணை திறன்களுடனும் இருக் கலாம்; இச் சேர்மங்களில் இவை நேர்மின் இணைதிறன்கள் +4 அல்லது +6-க்குச் சமமாக உள்ளன. ஆக்ஸிஜன் ஒன்று மட்டும் இதற்கு விதி விலக்காக உள்ளது. ஆக்ஸிஜனின் ஆறு எலெக்ட் ரான்களும் அணுக்கருவுடன் மிக வலுவாகப் பிணைக்கப்பட்டிருப் பதால், தோற்றத்தில் ஃபுளூரினைத் தவிர வேறு எந்த ஒரு தனிமமும் ஆக்ஸிஜனின்று அதன் எலெக்ட்ரான்களை வெளிக் கொண்டு வரக்கூடியதாக இல்லை. இக் காரணத்தினால்தான் ஆக்ஸிஜன் இரண்டு எதிர்மின் இணைதிறன்களுடனேயே அதன் எல்லாச் சேர்மங்களிலும் காணப்படுகிறது (OF_2-ஐ தவிர).

ஹாலஜன் குடும்பம் போலவே ஆக்ஸிஜன் குடும்பத்திலும் அணு எடை அதிகரிக்கும்போது தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியப் பண்புகளில் சீரான படிப்படியான மாற்றங்கள் காணப்படுகின்றன. புதிய எலெக்ட்ரான் ஷெல்கள் தோன்றுவது அணுக்களின் ஆரங்களை அதிகரிக்கிறது. இதன் காரணமாக, அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் குறைகிறது; மின் நடு நிலை அணுக்களின் ஏற்றப் பண்புகள் வலு இழக்கத் தொடங்கு கின்றன; எதிர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகளின் ஒடுக்கப் பண்பு கள் வலுப் பெறுகின்றன. ஆக்ஸிஜனில் நன்கு தெரிவிக்கப்படும் பொதுவான அலோகப் பண்புகள் எல்லாம் டெலூரியத்தில் குறைந்து காணப்படுகின்றன.

ஆக்ஸிஜன் குடும்பத் தனிமங்களின் மிக முக்கிய இயற்பியல் மாதிரிகள் அட்டவணை 21-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 21.

ஆக்ஸிஜன் குடும்பத் தனிமங்களின் மிக முக்கிய இயற்பியல் மாறிலிகள்

மாறிலிகள்	ஆக்ஸிஜன் O	சல்ஃபர் S	செலினியம் Se	டெலூரியம் Te
அடர்த்தி, கி./செ.மீ.^{3}	1·429 (திரவம்)	2·07 (சாய்சதுரம்)	4·82	6·24
உருகுநிலை டிகிரி C	-218·8	112·8	220·5	452·5
கொதிநிலை டிகிரி C	-183·0	444·6	657	1·012
அணு ஆரம், Å	0·66	1·04	1·6	1·7
அயனி ஆரம், Å	1·36	1·82	1.93	2·11

ஆக்ஸிஜன்; அணு எடை 15·9994

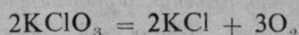
107. காணப்படும் விதம், தயாரித்தல் மற்றும் பண்புகள்

பூமியில் காணப்படும் எல்லாத் தனிமங்களிலும் மிகையான அளவுடையதாக இருப்பது ஆக்ஸிஜன். இது வளிமண்டலத்தில் தனிம நிலையில் 23·2% எடையளவில் அல்லது 20·9% கனஅளவில் காணப்படுகிறது. சேர்ம நிலையில் ஆக்ஸிஜன், நீர் (88·9%), பல்வேறு கனிமங்கள், பாறைகள், தாவரங்கள் மற்றும் எல்லா உயிரினங்களிலும் காணப்படுகிறது. கோளத்தின் வெளி ஷெல்லிலுள்ள (வளிமண்டலம், நீர் மற்றும் பூமியின் மேலோடு) ஆக்ஸிஜனின் மொத்த அளவு மண்டலத்திலுள்ள பொருள்களின் நிறையில் ஏறக்குறையப் பாதியாக (49·13% எடை அளவில்) உள்ளது.

ஆக்ஸிஜனை 1772-ல் முதன் முதலாக ஷீலே என்பவரும் பின் 1774-ல் ஆங்கில வேதியியல் நிபுணர் பிரிஸ்ட்லி என்பவரும் தயாரித்தனர்; பின்னவர் ஆக்ஸிஜனை மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடிலிருந்து தயாரித்தார். ஆனால், தம்மால் பெறப்பட்ட வாயு காற்றில் உள்ள வாயு என்பது அவருக்குத் தெரியாது. பல ஆண்டுகளுக்குப் பிறகு இந்த வாயுவின் பண்புகளை நன்கு ஆய்ந்து அறிந்த பிறகே இவ் வாயு காற்றிலுள்ள ஒரு கூறு என்பதை லவாய்சர் கண்டறிந்தார்; இவ் வாயுவிற்கு ஆக்ஸிஜன் என்ற பெயரையும் கொடுத்தார்.

ஆக்ஸிஜன் ஒரு நிறமற்ற மணமற்ற வாயு; காற்றைவிடச் சிறிது கனமானது. STP-யில் ஒரு லிட்டர் ஆக்ஸிஜனின் நிறை 1.43கி; அதே சூழ்நிலையில் ஒரு லிட்டர் காற்றின் நிறை 1.29 கி. $-183°C$-ல் சாதாரண அழுத்தத்தில் ஆக்ஸிஜன் ஓர் இயக்கமுறு நீலநிற நீர்மமாகச் சுருங்குகிறது. $-218.8°C$-ல் பனிபோன்ற திண்மமாக மாறுகிறது. ஆக்ஸிஜன் நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது. $0°C$-ல் 100 கனஅளவுகள் நீர் 4.9 கன அளவு ஆக்ஸிஜனையும் $20°C$-ல் 3·1 கனஅளவுகள் ஆக்ஸிஜனையும் கரையச் செய்கிறது.

சோதனைச்சாலையில் பொதுவாகப் பொட்டாசியம் குளோரேட்டிலிருந்து ஆக்ஸிஜன் தயாரிக்கப்படுகிறது. பொட்டாசியம் குளோரேட்டை மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடின் முன்னிலையில் (வினைவேக மாற்றியாக) சூடு செய்தால் அது சிதைந்து பொட்டாசியம் குளோரைடையும் ஆக்ஸிஜனையும் உண்டாக்குகிறது:



$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

தொழில் துறைகளில் பயனுகும் ஆக்ஸிஜன், மிகையான அளவில் நீர்ம ஆக்ஸிஜன் (54%), நீர்ம நைட்ரஜன் (44%), மற்றும் நீர்ம ஆர்கான் (2%) ஆகியவற்றைக் கொண்ட நீர்மக் காற்றிலிருந்து உண்டாக்கப்படுகிறது. நீர்ம ஆக்ஸிஜனுக்கும் (-183°C) நீர்ம நைட்ரஜனுக்கும் இடையே கொதிநிலைகளில் காணப்படும் குறுகிய வேறுபாட்டைப் பயன்படுத்தி இவற்றைத் தனித்தனியாகப் பிரித்து எடுக்கலாம். பிரிகைக்காகத் தற்போது பயன்படுத்தப்படும் சாதனங்களைக்கொண்டு, ஆக்ஸிஜனை எந்த அளவு தூய நிலையிலும் பெறமுடியும். நீர்மக்காற்றிலிருந்து பெறப்பட்ட நைட்ரஜன் தொழில்துறைகளில் (முக்கியமாக அம்மோனியாவை உற்பத்தி செய்ய) பயன்படுகிறது.

நீரை மின்னுற் பகுத்து மிகத்தூய ஆக்ஸிஜனைப் பெற முடியும். எங்கெங்கு மின்சாரம் மலிவாகக் கிடைக்கிறதோ அங்கெல்லாம் இம் முறை வெகுவாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

ஆக்ஸிஜன், உற்பத்தி செய்யப்படும் இடத்திலும் தாஞூர்திகள் அல்லது புகைவண்டித் தொட்டிகளில் தேவையான இடத்திற்கு எடுத்துச் செல்லப்பட்டும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

ஆக்ஸிஜன் எஃகு உருளைகளில் 150 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் அடைத்து விற்கப்படுகிறது.

ஆக்ஸிஜன் பல தனிமங்களுடன் வெப்பத்தையும் ஒளியையும் வெளிப்படுத்திக்கொண்டு கூடுவது அதன் முக்கியத் தனிப் பண்புகளில் ஒன்ருகும். இதுபோன்ற வினைகளைப் பொதுவாக எரிதல் என்பர்.

எரிதல் காற்றில் நிகழ்வதைவிடத் தூய ஆக்ஸிஜனில் தீவிரமாக நிகழ்கிறது. காற்றில் எரியும்போது வெளிப்படும் அதே வெப்பம் ஆக்ஸிஜனில் எரியும்போது வெளிப்பட்டாலும், ஆக்ஸிஜனில் வினை தீவிரமாக நிகழ்கிறது. மேலும், வெளிப்படும் ஆற்றலில் சிறிதும் காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனைச் சூடு செய்வதற்காகச் (காற்றில் எரியாமல் ஆக்ஸிஜனில் எரிவதால்) செலவிடப்படுவதில்லை; எனவே, காற்றில் எரியும் வெப்பத்தைவிட ஆக்ஸிஜனில் எரியும் வெப்பம் அதிகமாக உள்ளது.

இயற்கையில் ஆக்ஸிஜன் மிக முக்கியப் பங்கைப் பெற்றுள்ளது. இது உயிர் வாழ்வதற்கு இன்றியமையாதவைகளுள் ஒன்ருன சுவாசித்தலுக்கு மிகவும் தேவையானது. இதுபோன்று ஆக்ஸிஜன் பங்கு பெறும் வேறு ஓர் இன்றியமையாத வினை

இறந்த விலங்குகள் மற்றும் தாவரங்களை அழுகச் செய்யும் வினையாகும்; இங்குச் சிக்கலான கரிமப் பொருள்கள் எல்லாம் எளிய பொருள்களாக (மெதுவாக, கார்பன் டை ஆக்ஸைடு, நீர் மற்றும் நைட்ரஜனாக) மாற்றப்படுகின்றன. பின்பு அவை இயற்கையில் காணப்படும் பொருள்களின் பொதுச் சுழற்சி வட்டத்திற்குத் திரும்பச் சேர்க்கப்படுகின்றன.

ஆக்ஸிஜனுடைய பயன்கள் மிகவும் அதிகமாகும். பல தொழில்துறைப் பிரிவுகளில் பயன்படும் வேதி முறைகளை வலுவூட்ட (எடுத்துக்காட்டாக, சல்ஃபூரிக் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலங்கள் உற்பத்தி செய்தல், ஊது உலை வினைகளில்) ஆக்ஸிஜன் பயன்படுகிறது. பல்வேறு எரியும் வாயுக்களைத் (ஹைட்ரஜன், அசிட்டிலீன், ஒளிபெறச் செய்யும் வாயு) தனிச் சிறப்பு வாய்ந்த கை விளக்குகளில் எரித்து உயர் வெப்பநிலைகளைப் பெறுவதற்கு ஆக்ஸிஜன் பயன்படுத்தப்படுகிறது. (**பார்க்க:** எடுத்துக்காட்டிற்காக, பிரிவு 61.)

ஆக்ஸிஜன் மருத்துவத்திலும் (கார்பன் மோனாக்ஸைடினால் நச்சுத் தன்மை பெற்றிருப்பின் மூச்சு உட்கொள்வதற்கும், சரியாகச் சுவாசிக்க முடியாமல் இருக்கும்போதும்)பயன்படுகிறது.

நீர்ம ஆக்ஸிஜனும் தூளாக்கப்பட்ட கரி, மரச்சோறு, எண்ணெய்கள் அல்லது மற்ற எரிபொருள்களும் கலந்த கலவைகள் ஆக்ஸி நீர்மங்கள் எனப்படும். இவை மிகவும் வெடிக்கும் தன்மையன; பாறைகளைச் சிதறச் செய்யப் பயன்படுகின்றன.

108. ஓஸோன்

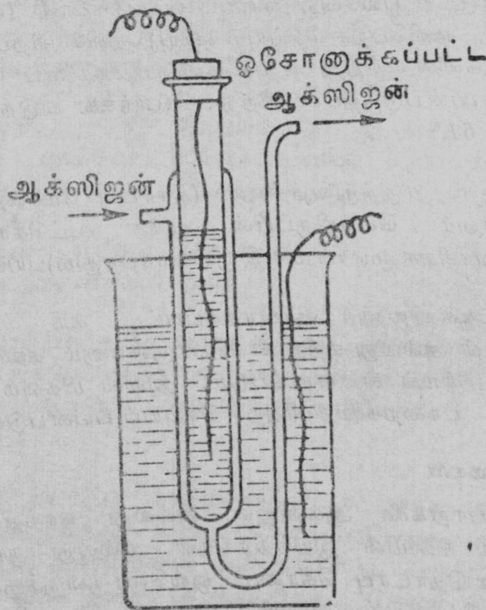
மின் பொறிகளை ஆக்ஸிஜன் அல்லது காற்றின் ஊடே செலுத்தினால் நிலைமின் இயந்திரங்கள் அல்லது தூண்டு மின் சுருள்களுடன் தொடர்பு கொண்ட ஒவ்வொருவருக்கும் பழக்கப்பட்ட ஒரு தனிச் சிறப்பு வாய்ந்த மணம் உண்டாகிறது. இந்த மணத்திற்குக் காரணம் ஒரு புதிய வாயுநிலைப் பொருள் உண்டாவதேயாகும். இதுவே ஓஸோன் எனப்படும். ஓஸோனை மின் பொறிகளின் செயல்கொண்டு தூய ஆக்ஸிஜனிலிருந்து பெற முடிவதால், ஓஸோனில் ஆக்ஸிஜன் ஒன்றுமட்டும் ஒரு புதிய வடிவில் இருக்க வேண்டும் என அறியப்படுகிறது.

ஓஸோனின் மூலக்கூறு எடை 48; ஆனால் ஆக்ஸிஜனின் மூலக்கூறு எடை 32; ஆக்ஸிஜனின் அணு எடை 16.[1]

[1] மிகவும் துல்லியமாக முறையே 47·9982; 31·9988 மற்றும் 15·9994.

எனவே, ஓஸோன் மூலக்கூறு மூன்று ஆக்ஸிஜன் அணுக்களைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். ஆனால், ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறு இரண்டு அணுக்களைத்தாம் பெற்றுள்ளது. ஆகவே, தனிம நிலையில் ஆக்ஸிஜன் இரண்டு புறவேற்றுருவங்களில் நிலவி இருக்க முடியும். அவை சரியான ஆக்ஸிஜன் O_2-ம், ஓஸோன் O_3-ம் ஆகும்.

ஆக்ஸிஜன் ஊடே பொறியற்ற மின்பாய்ச்சலைச் செலுத்தி ஓஸோன் தயாரிக்கப்படுகிறது. இதற்காகப் பயனாகும் சாதனம் ஓஸோனாக்கி (ozonizer) (படம் 75) எனப்படும். இது ஒன்றினுள் ஒன்று இருக்கும்படியாக இரண்டு கண்ணாடிக் குழாய்களைப் பெற்றுள்ளது. ஆக்ஸிஜன் இரண்டு குழாய்களுக்கும் இடையே வரும்படி



படம் 75

ஓசோன் உண்டாக்கி

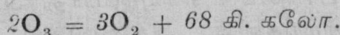
மெதுவாகச் செலுத்தப்படுகிறது. உட்குழாயினுள் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலம் ஊற்றப்படுகிறது. பின் இதே கரைசலைக் கொண்ட ஒரு முகவையில் முழுச் சாதனத்தையும் அமிழ்த்தி வைக்க வேண்டும். தூண்டு மின்சுருளிலிருந்து மின்முனைகள் கரைசலினூடே தொங்கவிடப்படுகின்றன. இவ்வாறு கரைசல்கள் மின் முனைகளாகவும் அதே சமயத்தில் வாயுவைக் குளிர்விக்கவும் பயன் படுகின்றன. மின்சுருளை இயங்கும்படி செய்தால் பொறியற்ற மின்

பாய்ச்சல் குழாய்ச் சுவர்களுக்கு இடையே உள்ள வெளியில் உண்டாகிறது. சாதனத்திினின்று வெளிவரும் ஆக்ஸிஜன் பல சத அளவிற்கு ஓஸோனைப் பெற்றுள்ளது. வெப்பநிலை குறைவாக இருப்பின் அதிக அளவு ஓஸோன் உண்டாகிறது.

உறையச் செய்து ஓஸோனை ஆக்ஸிஜனிலிருந்து பிரித்துவிட முடியும்; இது சமயம் ஓஸோன் - 112°C கொதிநிலை கொண்ட ஒரு நீல நிற நீர்மமாகச் சுருங்கிக் கிடைக்கிறது. நீர்ம ஓஸோன் மிகவும் வெடிக்கும் தன்மையுடையது.

ஓஸோன் நீரில் கரைவது ஆக்ஸிஜன் நீரில் கரைவதைவிட மிகவும் அதிகமாகும். 0°C-ல் 100 கன அளவுகள் நீர் 49 கன அளவுகள் ஓஸோனைக் கரைக்கிறது.

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் ஓஸோன் நன்முக நிலைப்புத் தன்மையுடன் காணப்படுகிறது. ஆனல், சூடு செய்யும்போது எளிதில் சிதைந்து ஆக்ஸிஜனுக மாறுகிறது. ஓஸோன் சிதையும் போது வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது; மற்றும் கன அளவில் $1\frac{1}{2}$ மடங்கு அதிகமாகிறது. ஏனெனில், ஒவ்வோர் இரண்டு ஓஸோன் மூலக்கூறுகளுக்கும் மூன்று ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறுகள் உண்டாகின்றன:



$$2O_3 = 3O_2 + 68 \text{ கி. கலோ.}$$

ஓஸோன் வேதியியப் பண்புகளில் அதன் தீவிர ஏற்றப்பண்புகளிஞல் ஆக்ஸிஜனிலிருந்து வேறுபடுகிறது: ஓஸோனின் செயலிஞல் ஒளிமயமான ஒரு சில்வர் தகடு வேகமாகக் கறுப்பு நிறத்தைப் பெறுகிறது. அதன்மீது சில்வர் பெராக்ஸைடு Ag_2O_2 பூச்சுப் படிகிறது; உலோகச் சல்ஃபைடுகள் சல்ஃபேட்டுகளாக ஏற்றம் அடைகின்றன; டர்ப்பென்டைனில் நனைத்த தாள் வெடித்துச் சுடராக மாறுகிறது; பல சாயங்கள் நிறத்தை இழக்கின்றன. இவ் வினைகளின்போது ஓஸோன் மூலக்கூறு ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவை இழந்து சாதாரண ஆக்ஸிஜனுக மாறுகிறது.

ஓஸோன் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலிலிருந்து அயோடினை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது:



$$2KI + H_2O + O_3 = I_2 + 2KOH + O_2$$

பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசல் மற்றும் ஸ்டார்ச்சுக் கரைசலில் நனைத்தெடுத்த ஒரு தாளை ஓஸோனைக் கொண்ட காற்றில் காட்டினல் உடனடியாகத் தாள் நீலநிறத்தைப் பெறுகிறது. இவ் வினை ஓஸோனைக் கண்டறிய உதவும் சோதனையாகப் பயன்படுகிறது.

ஓஸோன் சக்தி வாய்ந்த ஏற்றி; பாக்டீரியாக்களை அழிக்கிறது; எனவே, நீர் மற்றும் காற்றிலுள்ள நச்சுகளை நீக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது.

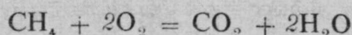
மின் இறக்கங்களின் காரணமாக ஓஸோன் குறைந்த அளவுகளில் நிரந்தரமாக வளிமண்டலத்தில் உண்டாகிக் கொண்டே இருக்கிறது. ஓஸோன் பல்வேறு ஏற்ற வினைகளின்போதும், எடுத்துக்காட்டாக, ஈர பாஸ்ஃபரஸ், டர்ப்பென்டைன், பிசின் போன்ற பொருள்கள் ஏற்றம் அடையும்போது உண்டாகிறது. பின்னது ஊசியிலைவனங்களின் காற்றில் காணப்படும் ஓஸோனுக்குக் காரணமாக உள்ளது; இக் காற்றில் பாக்டீரியாக்கள் இல்லாததால் இது முக்கியமாக நன்மை தருவதாக உள்ளது.

109. ஆக்ஸைடுகளும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளும்

ஆக்ஸிஜன் பிற தனிமங்களுடன் சேர்ந்து உண்டாக்கும் சேர்மங்களை **ஆக்ஸைடுகள்** என்கிறோம்.

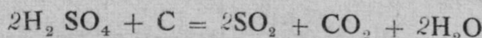
தனிமங்கள் நேரிடையாக ஆக்ஸிஜனுடன் கூடுவதால் பல்வேறு ஆக்ஸைடுகள் (SO_2, P_2O_5, MgO) பெறப்படுகின்றன.

சிக்கலான பொருள்கள் எரியும்போதுகூடப் பொருள்களில் காணப்படும் தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகள் உண்டாகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, மீத்தேன் CH_4 எரியும்போது கார்பன் மற்றும் ஹைட்ரஜனுடைய ஆக்ஸைடுகள் உண்டாகின்றன:



$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

ஆக்ஸிஜனைக் கொண்ட பொருள்கள் பங்குபெறும் பிறவினைகளிலும் ஆக்ஸைடுகள் உண்டாகலாம். சான்றாக, சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைக் கரியுடன் சேர்த்துச் சூடு செய்தால், சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு, கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் நீர் உண்டாகின்றன.



$$2H_2SO_4 + C = 2SO_2 + CO_2 + 2H_2O$$

பெரும்பாலும் எல்லாத் தனிமங்களும் ஏதாவது ஒரு வழியில் ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகின்றன. இதற்கு விதிவிலக்காக இருக்கும் ஒரே வகைத் தனிமங்கள் காற்றிலுள்ள **உயர்குடும்ப** வாயுக்களாகும்.

ஆக்ஸைடுகளின் இயற்பியல் பண்புகள் வெகுவாகப் பல வகைப்பட்டுக் காணப்படுகின்றன. சாதாரண வெப்பநிலையில் பெரும்பாலான ஆக்ஸைடுகள் திண்மங்களாகவும் சில வாயுக்க

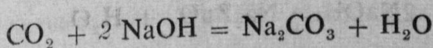
ளாகவும் மற்றும் சில நீர்மங்களாகவும் உள்ளன. ஆக்ஸைடுகளின் அடர்த்திகள், உருகுநிலைகள் மற்றும் கொதிநிலைகளும் வெகுவான வித்தியாசங்களுடன் வேறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன.

ஆக்ஸைடுகளின் வேதியியப் பண்புகளில் முதலில் நம் கவனத்திற்கு உரியது அவை நீருடன் எவ்வாறு செயல்படுகின்றன என்பதாகும். பெரும்பாலான ஆக்ஸைடுகள் நேரிடையாகவோ அல்லது மறைமுகமாகவோ நீருடன் கூடி **ஹைட்ராக்ஸைடுகள்** அல்லது **நீரேறிய ஆக்ஸைடுகள்** என்றழைக்கப்படும் சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன. சூடு செய்தால் பெரிதும் எல்லா ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் சிதைந்து ஆக்ஸைடையும் நீரையும் தருகின்றன. நீரேறிய ஆக்ஸைடுகள் கனிமச் சேர்மங்களின் பல்வேறு வகைகளைச் சார்ந்தவைகளாக உள்ளன; சில, அமிலத் தன்மையுடையன. இவை அமில வகையைச் சார்ந்தன. சில காரத்தன்மையுடையவைகளாகவும் சில ஈரியல்பு தன்மையுடையவைகளாகவும் உள்ளன.

ஆக்ஸைடுகளின் வகையீடு அவை நீருடன் செயல்படும் விதத்தையும், அதனால் உண்டாகும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் பண்புகளில் காணப்படும் வேற்றுமைகளையும், அடிப்படையாகக் கொண்டு அமைந்துள்ளது. இவை எல்லாவற்றையும் கீழ்க்கண்ட ஐந்து வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்:

1. **அமில ஆக்ஸைடுகள்**: எந்த ஆக்ஸைடுகளின் ஹைட்ரேட்டுகள் அமிலங்களாக உள்ளனவோ அவை அமில ஆக்ஸைடுகளாகும். அலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளும் மற்றும சில உலோகங்களின் உயர் ஆக்ஸைடுகளும் (CrO_3, Mn_2O_7 போன்றவை) இவ்வகையில் அடங்கும். பல அமில ஆக்ஸைடுகள் நீருடன் நேரடியாகக் கூடி அமிலங்களைத் தருகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஆறு இணை திறன் கொண்ட சல்ஃபரின் ஆக்ஸைடுக்கும் நீருக்கும் இடையே நிகழும் வினையால் விளைவது சல்ஃபூரிக் அமிலம் எனப்படும் நீரேறிய ஆக்ஸைடாகும். N_2O_5 நீருடன் கூடி நைட்ரிக் அமிலத்தை HNO_3 உண்டாக்குகிறது. நீருடன் நேரிடையாகக் கூடாத அமில ஆக்ஸைடுகளின் ஹைட்ரேட்டுகளை மறைமுகமாகப் பெற முடியும்.

அமில ஆக்ஸைடுகள் காரங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்குவது அவற்றை வேறுபடுத்திக் காண்பதற்கான மிக முக்கியப் பண்பாகும்.



$$CO_2 + 2\,NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$$

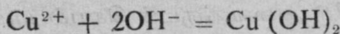
அமிலங்கள் அமில ஆக்ஸைடுகளுடன் வினைபுரிவதில்லை; வினை நடைபெற்றால் வினையின் காரணமாக உப்பு உண்டாவது இல்லை (HF-க்கும் SiO_2-க்கும் இடையே நிகழும் வினை, பக்கம் 445).

2. கார ஆக்ஸைடுகள்: எந்த ஆக்ஸைடுகளின் ஹைட்ரேட்டுகள் காரங்களாக உள்ளனவோ அவை கார ஆக்ஸைடுகளாகும். பொட்டாசியம், சோடியம் மற்றும் கால்சியம் போன்ற மிகவும் வலிவுடைய உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகள் மட்டும்தான் நேரிடையாக நீருடன் வினைபுரிந்து கரையும் **காரங்களை** உண்டாக்குகின்றன. மாறாக, பெரும்பாலான கார ஆக்ஸைடுகள் நீருடன் வினைபுரிவதில்லை. இந்த ஆக்ஸைடுகளைச் சார்ந்த ஹைட்ராக்ஸைடுகள் நீரில் கரைவதில்லை. இவ் வாக்ஸைடுகளைத் தயாரிப்பதற்குக் காரங்களைத் தேவையான உலோகங்களின் உப்புகளுடன் வினைபுரியச் செய்யப்படுகின்றன.



$$CuSO_4 + 2NaOH = \downarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

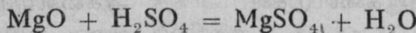
அல்லது



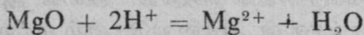
$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$$

உலோகங்களினால் உண்டாக்கப்படும் ஆக்ஸைடுகள் கார ஆக்ஸைடுகளாகும்.

எல்லாக் கார ஆக்ஸைடுகளும் அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன.



$$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O$$



$$MgO + 2H^+ = Mg^{2+} + H_2O$$

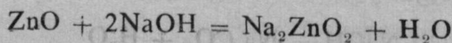
கார ஆக்ஸைடுகள் காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை.

3. ஈரியல்பு ஆக்ஸைடுகள்: அமிலம் மற்றும் கார ஆக்ஸைடுகளுக்குரிய பண்புகளைப் பெற்றுள்ள ஆக்ஸைடுகள் ஈரியல்பு ஆக்ஸைடுகள் எனப்படும். இவை அமிலங்களுடன் வினைபுரியும் போது கார ஆக்ஸைடுகளைப் போலவும் அதே சமயத்தில் காரங்களுடன் வினைபுரியும் போது அமில ஆக்ஸைடுகளைப் போலவும் செயல்பட்டு உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன:



$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$$

சிங்க் ஆக்ஸைடுக்கும் காரங்களுக்கும் இடையே நிகழும் வினையைப் பொதுவாகக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின் மூலம் குறிக்கலாம்.



$$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$$

இருப்பினும், இவ் வினையின் காரணமாக உண்டான சோடியம் சிங்கேட் என்ற உப்பு உண்மையில் வேறுபட்ட ஓர் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளது (பிரிவு 214ஐக் காண்க).

ஈரியல்பு ஆக்ஸைடுகளினுடைய ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் இருவகைப் பண்புகளைப் பெற்று அமில மற்றும் காரப்பண்புகளைக் காட்டுகின்றன.

இதுவரை கண்ட மூன்று வகை ஆக்ஸைடுகளுக்குரிய முக்கியப் பண்பாக இருப்பது உப்புகளை உண்டாக்குவதாகும். அமில ஆக்ஸைடுகள் காரங்களுடனும், கார ஆக்ஸைடுகள் அமிலங்களுடனும், ஈரியல்பு ஆக்ஸைடுகள் அமிலம் மற்றும் காரம் ஆகிய இரண்டினுடனும் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன. எனவே, முதல் மூன்று வகையைச் சேர்ந்த எல்லா ஆக்ஸைடுகளையும் ஒருங்கே இணைத்து உப்புகளை உண்டாக்கும் ஆக்ஸைடுகள் என்கிறோம்.

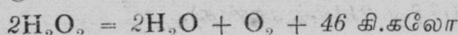
4. இருவகைப் பண்பும் இல்லாத (நடுநிலை) ஆக்ஸைடுகள்: உப்புகளை உண்டாக்கும் ஆக்ஸைடுகளைத் தவிர வேறொரு சிறிய ஆக்ஸைடுகள் தொகுதியும் உள்ளது. இவை நேரிடையாகவோ அல்லது மறைமுகமாகவோ ஹைட்ராக்ஸைடுகளை உண்டாக்குவதில்லை; அமிலங்கள் அல்லது காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை. இவ்வகை ஆக்ஸைடுகளை இருவகைப் பண்பும் இல்லாத ஆக்ஸைடுகள் என்கிறோம். நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு NO இதற்கு ஓர் எடுத்துக்காட்டாகும்.

5. பெராக்ஸைடுகள்: இவை ஆக்ஸைடுகளின் ஒரு தனித் தொகுதியாகும். சாதாரண ஆக்ஸைடுகளில் ஆக்ஸிஜன் நேரடியாக மற்றத் தனிமங்களுடன் இணைந்துள்ளது ஆனால், பெராக்ஸைடுகளில் ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் பிற தனிமங்களுடன் இணைந்திருப்பதோடு அல்லாமல் அவற்றிற்கிடையேயும் இணைந்து காணப்படுகின்றன. பெராக்ஸைடுகளை ஆக்ஸைடு வகையில் சேர்ப்பதற்குக் காரணம் ஒழுங்கு முறையே; உண்மையில் இவை ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு என்ற ஒரு வலிவு குறைந்த அமிலத்தின் உப்புகளாகும்.

110. ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு H_2O_2

தூய ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு பெரிதும் ஒரு நிறமற்ற பாகு போன்ற நீர்மம். இதன் அடர்த்தி 1·46கி /செ·மீ^{3};- 0·46°C-ல் ஊசி வடிவப்படிகங்களாகத் திண்மமாகிறது. இது மிகவும் நிலையற்றது;

நீராகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைந்து பெருமளவிற்கு வெப்பத்தை வெளிவிடுகிறது:

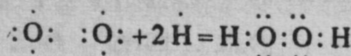


$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2 + 46 \text{ கி.கலோ}$$

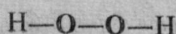
ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் நீர்க் கரைசல்கள் நிலைப்புத் தன்மை அதிகமுடையன; எனவே, நீண்ட நேரத்திற்குக் குளிர்ச்சி யான இடத்தில் வைத்திருக்க முடியும். வெப்பமும் ஒளியும் இவற்றின் சிதைவைப் பெரிதும் விரைவுபடுத்துகின்றன. கரை சலினின்று ஆக்ஸிஜன் கொப்புளங்கள் வெளிவந்து நீண்ட நேரத் திற்குப்பின் நீர்மட்டும் எஞ்சியிருக்கும்.

ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு சிதைவதைப் பல்வேறு வினை வேகமாற்றிகளும் விரைவுபடுத்துகின்றன எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைக் கொண்ட ஒரு சோதனைக் குழாயில் சிறிது மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடைச் சேர்த்தால் தீவிர வினை நிகழ்ந்து ஆக்ஸிஜன் வெளிப்படுகிறது. அதே சமயத்தில் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு சிதைவதைத் தடுக்கும் சில பொருள் களும் உள. எடுத்துக்காட்டு: பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தின் சில உப்புகள்.

ஹைட்ரஜன் எரியும்போது ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஓர் இடைநிலைப் பொருளாக உண்டாகிறது; ஆனால், ஹைட்ரஜன் சுடரின் உயர் வெப்பநிலை காரணமாக உண்டான H_2O_2 உடனடி யாக நீராகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைந்துவிடுகிறது. இருப்பினும் ஒரு துண்டுப் பனிக்கட்டியின் மீது ஹைட்ரஜன் சுடரைப் படும்படி செய்தால், உண்டான நீரில் சிறிது ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் இருப்பதைக் காணலாம். ஓரணு ஹைட்ரஜனை மூலக்கூறு ஆக்ஸி ஜனுடன் வினைபுரியச் செய்தும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைத் தயாரிக்கலாம். ஓரணு ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறும் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு உண்டாகும்போது ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் சகப்பிணைப்புகள் மூலம் ஆக்ஸிஜன் மூலக் கூறுகளில் உள்ள ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுடன் இணைகின்றன. அப்போது ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுக்கிடையே உள்ள இரட்டைப் பிணைப்பு ஒற்றைப் பிணைப்பாக மாறுகிறது. இதனைக் கீழே காட்டப்பட்டிருப்பதைக் கொண்டு அறிந்துகொள்ளலாம்.



ஆகவே பிணைப்புகளைக் கோடுகளின் மூலம் தெரிவிக்கும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் சாதாரண அமைப்பைக் கீழ்க் கண்டவாறு காட்டலாம்:

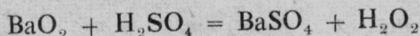


H—O—O—H

இருப்பினும் இவ் வாய்பாடு ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் சிறப்பு அமைப்பைப் பற்றிய எந்தவிதத் தகவலையும் தெரிவிப்பதில்லை. சிறப்பு அமைப்பில் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுக்கும் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களை இணைக்கும் பிணைப்பிற்கும் இடையே உள்ள கோணம் சுமார் 100° ஆகும். இதன் காரணமாக ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு குறிப்பிடத் தகுந்த அளவிற்கு முனைவைக் கொண்டுள்ளது.

ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு மூலக்கூறுகளில் ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் ஒன்றோடொன்று முனைவிலாச் சகப்பிணைப்பு மூலம் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. ஆனால், ஹைட்ரஜனுக்கும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் இடையேயுள்ள பிணைப்புகள் முனைவுடன் உள்ளன (பகிர்ந்து கொள்ளப்பட்ட எலெக்ட்ரான்கள் ஆக்ஸிஜனை நோக்கிப் பெயர்ச்சி அடைவதன் காரணமாக). எனவே, நீர்க் கரைசலில், முனைவுடைய நீர் மூலக்கூறுகளின் செயலினால் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஹைட்ரஜன் அயனியை விடுவிக்கக்கூடும்.

ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைப் பலமுறைகளில் தயாரிக்கலாம். நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பேரியம் பெராக்ஸைடு அல்லது சோடியம் பெராக்ஸைடுடன் வினைபுரியச் செய்து ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைத் தயாரிக்கும் முறை நீண்ட நாள்களாக இருந்து வந்தது:

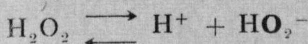


$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2$$

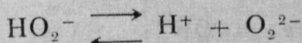
இப்போதெல்லாம் மின்வேதியிய முறைகளில் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுவதால், மேற்குறிப்பிட்ட முறை அதன் முக்கியத்துவத்தை இழந்துவிட்டது.

மின்வேதியிய முறைகளில் தூய அதிக நிலைப்புத் தன்மை கொண்ட ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசல்கள் மிக்க அடர்வுடன் (85—95%) பெறப்படுகின்றன.

ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஒரு வலிவு குறைவான இரு காரத்துவமுடைய அமிலத்திற்குரிய பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது ($K = 1{\cdot}5 \times 10^{-12}$). இது நீர்க் கரைசலில் மிகக் குறைந்த அளவிற்கு அயனியாகிறது :



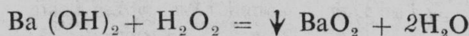
$$H_2O_2 \rightleftharpoons H^+ + HO_2^-$$



$$HO_2^- \rightleftharpoons H^+ + O_2^{2-}$$

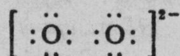
ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு சில காரங்களுடன் பரிமாற்ற வினையில் ஈடுபட்டு உப்புகளை உண்டாக்கக் கூடியதாக உள்ளது.

எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் வினைபுரியும்போது, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் பேரியம் உப்பு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.



$$Ba(OH)_2 + H_2O_2 = \downarrow BaO_2 + 2H_2O$$

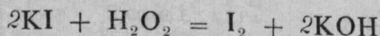
ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் உப்புகளை **பெராக்ஸைடுகள்** என்கிறோம். மற்ற உப்புகளைப் போலவே இவையும் நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் அயனிகளைப் பெற்றுள்ளன. இங்கு எதிர்மின் அயனிகளாக இருப்பவை O_2^{2-}. இதனைக் கீழ்க்கண்ட அமைப்பு மூலம் தெரிவிக்கலாம் :



பெராக்ஸைடுகள் அமிலங்களுடன் வினைபுரியும் போது மீண்டும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு உண்டாகிறது; மற்றும் எடுத்துக்கொண்ட அமிலத்திற்கான உப்பு உண்டாகிறது. எனவே, பேரியம் பெராக்ஸைடிலிருந்து ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு உண்டாகும் மேற்கண்ட வினையை, வலிவு குறைந்த அமிலம் அதன் உப்பிலிருந்து ஒரு வலுவான அமிலத்தினால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படும் வினை எனக் கூறலாம்.

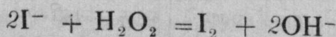
ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் மிக முக்கியச் சிறப்புப் பண்பு அதன் ஆக்ஸிஜனேற்றத் திறனாகும்; இதன் காரணமாக ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு பல பொருள்களை ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, பொட்டாசியம் அயோடைடு ஏற்றம் அடைந்து அயோடின் வெளிப்படுவதைக் கவனிப்போம் :



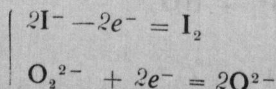
$$2KI + H_2O_2 = I_2 + 2KOH$$

அல்லது அயனி வழியில்



$$2I^- + H_2O_2 = I_2 + 2OH^-$$

H_2O_2 மூலக்கூறுகள் நீர்க் கரைசலில் O_2^{2-} அயனிகளைத் தரவல்லதாக இருப்பதால், மேற்கண்ட வினையை அயோடின் அயனி I^-, O^{2-} அயனியினால் ஏற்றம் அடையும் வினை எனக் கூறலாம்:

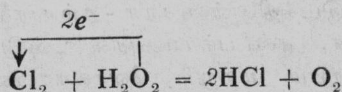


$$2I^- - 2e^- = I_2$$

$$O_2^{2-} + 2e^- = 2O^{2-}$$

O_2^{2-} அயனிகளுக்கு இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை வழங்கி அயோடின் அயனிகள் மின்நடுநிலை அயோடின் அணுக்களாக மாறிப்

பின் அயோடின் I_2 மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன. ஒவ்வொரு O^{2-} அயனியும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொண்டு இரண்டு O^{2-} அயனிகளாக மாறுகின்றன. இவை ஹைட்ரஜன் அயனிகளுடன் கூடி இரண்டு ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளைத் தருகின்றன. எனவே, O_2^{2-} அயனி ஏற்றியாகவும் I^- அயனி ஒடுக்கியாகவும் செயல்படுகின்றன. மிகவும் தீவிர ஏற்றிகளுடன் வினைபுரியும்போது மட்டும்தான் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஒடுக்கப்பண்புகளைக் காட்டுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் குளோரினும் வினைபுரிவது கீழ்க்கண்ட வாறு நடைபெறுகிறது:



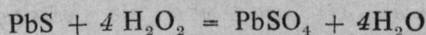
$$Cl_2 + H_2O_2 = 2HCl + O_2$$

இங்கு O_2^{2-} அயனி ஒடுக்கியாகும். இது குளோரின் அணுக்களுக்கு இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை வழங்கிப் பின் மின்நடுநிலை O_2 மூலக்கூறுகளாகின்றன.

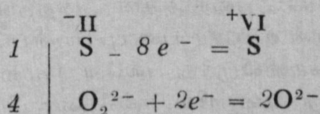
ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் மிகையான நடைமுறைப் பயன்கள் யாவும் அதன் ஏற்றப் பண்புகளை அடிப்படையாகக் கொண்டவையாகும். பல்வேறு சாயங்களுடன் ஏற்றியாகச் செயல்படுவதன் மூலம் துணிகள் மற்றும் பல்வேறு பொருள்களுக்குச் சிறந்த நிறம் நீக்கியாகச் செயல்படுகிறது; சாயங்களைச் சிதையச் செய்தாலும், நிறம் நீக்கப்படவேண்டிய பொருள்களுடன் வினைபுரிவது மிக மிக அரிதே.

எண்ணெய் வண்ணங்களினால் பூசப்பட்டுக் காற்றிலுள்ள ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் செயலினால் வெண்மை லெட் கறுப்பு நிற லெட் சல்ஃபைடாக மாறியதன் காரணமாகவும் காலத்தினாலும் மங்கிய பழைய படங்களைப் புதுப்பிக்கவும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு பயன்படுகிறது.

படங்களை ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கொண்டு கழுவினால், கறுப்புநிற லெட்சல்ஃபைடு வெண்மைநிற லெட் சல்ஃபேட்டாக ஏற்றம் அடைகிறது.



$$PbS + 4\,H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O$$



$$\begin{array}{r|l} 1 & \overset{-II}{S} - 8e^- = \overset{+VI}{S} \\ 4 & O_2^{2-} + 2e^- = 2O^{2-} \end{array}$$

மிகை அடர்வு ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு சில எரியும் பொருள்களுடன் கலந்த நிலையில் வெடிபொருள்களைத் தயாரிக்கப்

பயன்படுகிறது. நீர்த்த H_2O_2 கரைசல் (பொதுவாக 3%) மருத்துவத்தில் காயங்களைக் கழுவுவதற்குத் தொற்று நீக்கியாகவும் தொண்டையைக் கழுவுவதற்கும் பயன்படுகிறது.

சல்ஃபர்; அணு எடை 32·064

111. காணப்படும் விதமும் தயாரித்தலும்

சல்ஃபர் தனிம நிலையிலும் பல்வேறு சேர்மங்களாகவும் காணப்படுகிறது.

இயற்கைச் சல்ஃபர் படிவுகள் சோவியத் நாட்டில் டர்க்மேனியா என்ற இடத்திலுள்ள கரா - கம் பாலைநிலத்தில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. சல்ஃபர் படிவுகள் உஷ்பெக் SSR, காவ்காயஸ், கெர்ச் தீபகற்பம் மற்றும் வோல்காவின் பல இடங்களிலும் காணப்படுகின்றன. சல்ஃபர் படிவுகளை மிகையான அளவில் கொண்ட பிறநாடுகள் USA, இத்தாலி மற்றும் ஜப்பானுகும்.

பல்வேறு உலோகங்களுடன் கூடியநிலையில் சல்ஃபரின் சேர்மங்கள் மிகையாகக் காணப்படுகின்றன, இவற்றுள் பல அயர்ன் அல்லாத உலோகங்களைப் (லெட் கிளான்ஸ் PbS, சிங்க்பிளண்டு ZnS, காப்பர் கிளான்ஸ் Cu_2S) பிரித்து எடுப்பதற்குச் சிறந்த தாதுக்களாகப் பயனுகின்றன.

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் சில உப்புகளும் ஓரளவிற்கு மிகையாகக் காணப்படுகின்றன. சான்ருக, கால்சியம் உப்பு $CaSO_4$ இயற்கையில் ஜிப்சம் மற்றும் அன்ஹைட்ரைட்டு என்ற கனிமங்களாகக் கிடைக்கின்றன. இவை சில இடங்களில் மலைகள் முழுவதுமாகக்கூடப் பரவிக் கிடக்கின்றன. மக்னீசியம் உப்பு $MgSO_4$ கடல் நீரில் உள்ளது. இதற்கே உரித்தான கசப்புச் சுவைக்குக் காரணம் இதனுடன் $MgCl_2$ சேர்ந்திருப்பதேயாகும். தாவரங்கள் மற்றும் விலங்குகளில் காணப்படும் பல பொருள்களை உருவாக்குவதாக இருப்பது சல்ஃபராகும்.

பூமியின் மேலோட்டில் காணப்படும் சல்ஃபரின் மொத்த அளவு ஏறக்குறைய 0.1 சதவீதமாகும்.

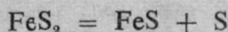
இயற்கைச் சல்ஃபர் பொதுவாக அசுத்தங்களுடன் சேர்ந்து காணப்படுகிறது. சல்ஃபரை அதன் அசுத்தங்களிலிருந்து பிரித்தெடுப்பதற்கு அதன் உருகும் பண்பு பயன்படுத்தப்படுகிறது. சல்ஃபர் அதன் தாதுக்களிலிருந்து பல்வேறு முறைகளில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. எந்த முறையில் சல்ஃபரை பிரித்தெடுக்க வேண்டும் என்பது தாதுவிலுள்ள சல்ஃபரின் அளவு, அசுத்தத்தின் இயைபு மற்றும் பண்புகளைப் பொறுத்துள்ளது.

தாதுக்களிலிருந்து உருக்கிப் பிரித்தெடுக்கப்பட்ட சல்ஃபரில் பல அசுத்தங்கள் உள்ளன. இதனைச் சல்ஃபர் கல் (brimstone) என்பர். இது காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் தூய்மையாக்கப்படுகிறது.

சல்ஃபர் தூய்மைப்படுத்தும் அடுப்புகளில் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. இங்குக் கொதிக்கும் அளவிற்குச் சல்ஃபர் சூடு செய்யப்படுகிறது. உண்டாகும் ஆவி ஒரு பெரிய செங்கல் சுவர் கொண்ட அறைக்குள் செலுத்தப்படுகிறது. முதலில் அறை இன்னும் சூடு அடையாமல் குளிர்ந்த நிலையில் இருக்கும் போது சல்ஃபர் ஆவி நேரடியாகத் திண்மநிலைக்குச் சுருங்கி வெளிர்மஞ்சள் நிறத்தூள்களாக அறையின் சுவர்கள் மீது படிகிறது. இதனைப் பூசல்ஃபர் என்பர். அறையின் வெப்பநிலை 120°C-க்குமேல் அதிகமாகும் போது சல்ஃபர் நீர்மமாக உருகத்தொடங்குகிறது. இது மரத்தாலான உருளை அச்சுகளில் வார்க்கப்பட்டுக் குளிரவைக்கப்படுகிறது. இங்ஙனம் கிடைக்கும் சல்ஃபரைக் **கட்டி** அல்லது **உருளைச் சல்ஃபர்** என்கிறோம்.

சல்ஃபரைப் பெறுவதற்கு மிக முக்கியத் தாதுவாக இருப்பது அயர்ன் பைரட்டுகள் அல்லது பைரட்டு FeS_2 மற்றும் பல உலோகச் சல்ஃபைடு தாதுக்களும் ஆகும். இதில் காப்பர், சிங்க் மற்றும் அயர்ன் அல்லாத உலோகங்களின் சல்ஃபைடுகள், பைரைட் மற்றும் பாறை ஆகியவற்றுடன் சேர்ந்த நிலையில் அடங்கியுள்ளன.

பைரைட் தாதுவை ஒரு செங்குத்தான உலையில் 600°C-ல் சூடுசெய்து சல்ஃபர் உற்பத்தி செய்யப்படுகிறது. வினைக்குரிய சமன்பாடு:



$$FeS_2 = FeS + S$$

பல உலோகச் சல்ஃபைடு தாதுக்களை உருக்கிப் பிரிக்கும் போது சல்ஃபர் ஒரு துணைப்பொருளாகக் கிடைக்கிறது.

சிறிது சல்ஃபர் (வாயு சல்ஃபர் எனப்படுகிறது) கல்கரி உண்டாக்கும்போது வெளிப்படும் வாயுக்களிலிருந்தும் கரிவாயுவை உண்டாக்கும்போதும் கிடைக்கிறது.

தற்போது உலகத்தின் சல்ஃபர் உற்பத்தி (USSR சேர்க்கப்படாமல்) ஓராண்டிற்குச் சுமார் 18 மில்லியன் டன்களாகும்.

112. பண்புகளும் பயன்களும்

தனிம நிலையில் பல்வேறு புறவேற்றுருவங்களில் காணப்படக்கூடிய தன்மை வாய்ந்த தனிமங்களில் சல்ஃபரும் ஒன்றாகும்.

தூய இயற்கைச் சல்ஃபர் மஞ்சள் நிறமுடைய படிக வடிவமான திண்மப் பொருள்: அடர்த்தி 2.07 கி./செ.மீ.^{3}; உருகுநிலை 112.8°C. இது நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால் கார்பன் டை சல்ஃபைடு, பென்சீன் மற்றும் வேறு சில நீர்மங்களில் கரைகிறது. இக் கரைசல்களை ஆவியாக்கினால் சாய்சதுர இனத்தைச் சேர்ந்த மஞ்சள் நிறமுடைய பளிங்கு போன்ற சல்ஃபர் படிகங்கள் படிந்து காணப்படுகின்றன. இவை எண்முக வடிவுடன் சரிந்த விளிம்பு களைக் கொண்டுள்ளன (படம் 76). இந்தச் சல்ஃபரை **சாய்சதுரச் சல்ஃபர்** என்கிறோம். விற்பனையிலுள்ள உருளைச் சல்ஃபர் இதே படிகங்களைச் சரியாக உருவாக்கப்படாத நிலையில் மிகச் சிறிய துகள்களாகப் பெற்றுள்ளது.

உருகிய சல்ஃபரை ஒரு பாத்திரத்தில் மெதுவாகப் பகுதி அளவு திண்மமாகும் வரை குளிரச் செய்து எஞ்சியுள்ள திரவத் தைக் கொட்டிவிட்டால், முற்றிலும் வேறுபட்ட படிகவடிவமான சல்ஃபர் கிடைக்கிறது. பாத்திரத்தின் உட்பக்கம் ஓரங்களில் ஊசி வடிவ இனத்தைச் சேர்ந்த ஆழ்ந்த மஞ்சள் நிறத்துடன் ஊசி போன்ற சல்ஃபர் படிகங்கள் காணப்படுகின்றன (படம் 77). இந்த ஊசி வடிவச் சல்ஃபரின் அடர்த்தி 1.96 கி. / செ. மீ.^{3}; உருகு நிலை 119°C. இருப்பினும் இது 96°C-க்கு மேலான வெப்ப நிலைகளில்தான் மாற்றம் அடையாமல் உள்ளது. சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் ஊசி வடிவச் சல்ஃபர் வெளிர் மஞ்சள் நிறத் துடன் சாய்சதுரச் சல்ஃபருக்குரிய எல்லாப் பண்புகளையும் வெகு விரைவில் பெற்றுவிடுகிறது. இப் படிகங்கள் வெளித் தோற்றத் திற்கு **அடிமுடி சரி ஒத்த செங்கோட்டு** வடிவங்களாலான நீள் பிழம்புருவமுடையவைகளாக இருந்தபோதிலும், குலுக்கினால் வெளிப்படக் கூடிய சிறு எண்முகப் படிகங்களைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் அடர்த்தி மற்றும் உருகுநிலைச் சாய்சதுரச் சல்ஃபருக் குரியதன் மதிப்பிற்குச் சமமாகின்றன.

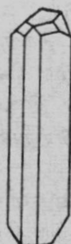
சல்ஃபரை அதன் கொதிநிலைக்கு மெதுவாகச் சூடு செய்தால் குறிப்பிடத் தகுந்த பல முக்கிய மாற்றங்களைப் பெறுகிறது. 112·8°C-ல் உருகி ஒரு மஞ்சள் நிற இயங்கும் நீர்மமாக மாறு கிறது. மேலும், சூடு செய்தால் நீர்மம் சிவந்த பழுப்பு நிறத்தைப் பெற்று சுமார் 250°C-ல் நீர்மம் கலனைச் சிறிது நேரம் தலை கீழாகக் கவிழ்த்தாலும் கீழே கொட்டாதவாறு கடினத்தன்மை யைப் பெறுகிறது.

வெப்பநிலை 300°C-க்கு அதிகமாகும்போது நீர்மச் சல்ஃபர் மீண்டும் இயக்கத் தன்மையைப் பெறுகிறது; ஆனால் ஆழ்ந்த நிறத்

துடனேயே காணப்படுகிறது. 444·6°C-ல் சல்ஃபர் கொதிக்கத் தொடங்கி ஆரஞ்சு கலந்த மஞ்சள் நிற ஆவியை வெளி விடுகிறது.




படம் 76.
சாய்சதுர சல்ஃபர் படிகங்கள்.



படம் 77.
ஊசிவடிவ சல்ஃபர் படிகங்கள்.



படம் 78.
களிசல்ஃபர் தயாரித்தல்.

குளிரச் செய்தால் இதுவரை கண்ட அதே மாற்றங்கள் எதிர் திசையில் நிகழ்கின்றன.

கொதிநிலைக்கு சூடு செய்யப்பட்ட உருகிய சல்ஃபரை மெலிந்த நீர்த்தாரை போல குளிர்ந்த நீரில் ஊற்றினல், மிருது வான ரப்பர்போன்ற பழுப்பு நிறப்பொருள் உண்டாகிறது. இதனை நூலிழைகளாக இழுக்க முடியும். சல்ஃபரின் இந்த புறவேற்றுருவத்தை **களிசல்ஃபர்** என்கிறோம். சிலமணி நேரங் களுக்குப் பிறகு களிசல்ஃபர் நொறுங்கும் தன்மையுடையதாக, மஞ்சள் நிறத்தைப் பெற்று பின் மெதுவாக சாய்சதுர சல்ஃபராக மாற்றம் அடைகிறது.

இதுவரை கண்ட மூன்று புறவேற்றுருவங்களைத் தவிர வேறு சிலவும் அறியப்பட்டுள்ளன; இருப்பினும் அவற்றை இங்கு விவரிக் காமல் விடுவோம். அவையெல்லாம் நிலையற்றவை; எளிதில் மிக விரைவாக சாய்சதுர சல்ஃபராக மாறிவிடுகின்றன. இக்காரணத் தினல்தான் இயற்கையில் சல்ஃபர் சாய்சதுர வடிவத்திலேயே காணப்படுகிறது.

சல்ஃபரின் பென்சீன் கரைசல்களை எடுத்துக் கொண்டு உறை நிலைத்தாழ்வு முறையில் சல்ஃபரின் மூலக்கூறு எடையை நிர்ண யித்தால் இக்கரைசல்களில் ஒவ்வொரு சல்ஃபர் மூலக்கூறும் எட்டு அணுக்களைப் (S_8) பெற்று இருக்க வேண்டும் என அறியப்படு

கிறது. எனவே, சல்ஃபர் படிகங்கள் ஒத்த மூலக்கூறுகளால் உருவாக்கப்பட்டிருக்க வேண்டும் என்பது உறுதி. ஆகவே, சல்ஃபரின் படிக புற வேற்றுருவங்களுக்கிடையே பண்புகளில் காணப்படும் வேற்றுமைகளுக்குக் காரணம், படிகங்கள் வெவ்வேறு அமைப்பைப் பெற்றிருப்பதாகும். வெவ்வேறு எண்ணிக்கையில் அணுக்களைக்கொண்ட மூலக்கூறுகளால் (ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஓஸோன் மூலக்கூறுகளில் இருப்பது போல) இப்புற வேற்றுருவங்களின் பண்புகளில் வேற்றுமை உண்டாவதில்லை.

குறைந்த வெப்ப நிலைகளில் சல்ஃபரின் ஆவி பெரிதும் S_6 மூலக்கூறுகளையும் 800°C-க்கு மேலான வெப்ப நிலையில் S_2 மூலக்கூறுகளையும் பெற்றுள்ளது.

வேதியியப் பண்புகளில் சல்ஃபர் ஒரு மாதிரி அலோகமாக உள்ளது. இது காப்பர், அயர்ன், சிங்க் போன்ற பல உலோகங்களுடன் நேரிடையாகக் கூடி மிகையான அளவு வெப்பத்தை வெளிப்படுத்துகிறது. சல்ஃபர் பெரும்பாலும் எல்லா அலோகங்களுடனும் கூடுகிறது. ஆனல், உலோகங்களுடன் வினைபுரிவது போல் அவ்வளவு எளிதாகவும் தீவிரமாகவும் வினைபுரிவதில்லை. ஆக்ஸிஜனுடன் சல்ஃபர் பல்வேறு ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது. அவற்றுள்மிகவும் முக்கியமாக இருப்பவைசல்ஃபூரஸ்மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலங்களின் நீரிலிகளான சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடும் SO_2 சல்ஃபர்டிரை ஆக்ஸைடும் ஆகும். ஹைட்ரஜனும் சல்ஃபரும் சேர்ந்த சேர்மம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவும், H_2S நீர்க்கரைசலில் அமிலப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது.

நாட்டின் பொருளாதாரத்திற்கு சல்ஃபர் மிகுதியாகப் பயன்படுகிறது. பழத்தோட்டங்களில் உள்ள சில பூச்சிகளைக் கொல்லுவதற்கு பூ சல்ஃபர் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

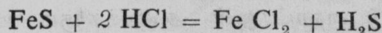
ரப்பர் தொழிற்சாலையில் மூல ரப்பரைப் பதனிட செய்வதற்கு பயன்படுகிறது; ரப்பரை சல்ஃபருடன் சேர்த்து ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலைக்குச் சூடு செய்த பிறகே, நீளும் தன்மை போன்ற முக்கியப் பண்புகளைப் பெறுகிறது. இம்முறை **ரப்பரைப் பதனிடல்** எனப்படும்.

அதிக அளவு சல்ஃபரைப் பெற்றுள்ள ரப்பர் **எபோனைட்** எனப்படும். இது ஒரு திண்மப் பொருள்; மிகச் சிறந்த மின் கடத்தாப் பொருள். கறுப்பு வெடித்தூள், தீக்குச்சிகள், பெங்கால் சுடர்கள், நீலம், கார்பன் டைசல்ஃபைடு மற்றும் பல பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்கு சல்ஃபர் பயன்படுகிறது. மிகையான அளவில்

சல்ஃபர் கிடைக்கும் நாடுகளில் சல்ஃபூரிக் அமிலம் தயாரிப்பதற்கு ஒரு மூலப் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது. சல்ஃபர் மருத்துவத்தில் சில வியாதிகளைக் குணப்படுத்துவதற்குப் பயன்படுகிறது.

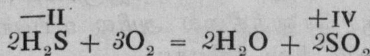
113. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு

உயர் வெப்பநிலையில் சல்ஃபர் நேரிடையாக ஹைட்ரஜனுடன் கூடி ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை உண்டாக்குகிறது நடைமுறையில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைத் தயாரிக்க நீர்த்த அமிலங்கள் அயர்ன் சல்ஃபைடு போன்ற உலோக சல்ஃபைடுகளுடன் வினை புரியச் செய்யப்படுகின்றன :

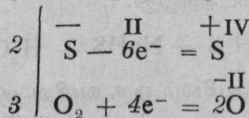


$$FeS + 2\,HCl = Fe\,Cl_2 + H_2S$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு அழுகிய முட்டையின் நாற்றமுடைய ஒரு நிறமற்ற வாயு. இது காற்றை விடச் சிறிது கனமானது. -60.8°C-ல் திரவமாகவும், –85·7°C-ல் திண்மமாகவும் மாறுகிறது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு காற்றில் நீலநிற சுடருடன் எரிந்து சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடையும் நீரையும் உண்டாக்குகிறது; அதாவது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடிலுள்ள தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது :

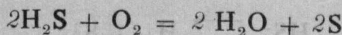


$$2H_2\overset{-II}{S} + 3O_2 = 2H_2O + 2\overset{+IV}{S}O_2$$



$$\begin{array}{c|l} 2 & \overset{-II}{S} - 6e^- = \overset{+IV}{S} \\ 3 & O_2 + 4e^- = 2\overset{-II}{O} \end{array}$$

ஒரு குளிர்ச்சியான பொருளை, உதாரணமாக ஒரு பீங்கான் அகழியை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு சுடரின் ஊடே நுழைத்தால், சுடரின் வெப்பநிலை பெரிதும் குறைந்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு தனிம சல்ஃபராக மட்டும் ஏற்றம் அடைகிறது. இது ஒரு மஞ்சள் நிற படிவாக அகழியில் படிகிறது:

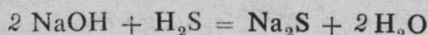


$$2H_2S + O_2 = 2\,H_2O + 2S$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு மிகவும் நன்றாக எரியும் தன்மையது; காற்றுடன் கலந்த நிலையில் வெடிப் பொருளாக உள்ளது. H_2S மிகவும் நச்சுத் தன்மையது. மிகச் சிறிய அளவில் இவ்வாயுவைக் கொண்ட காற்றைச் சுவாசித்தலும் மிகவும் நச்சுத் தன்மையை உண்டாக்குகிறது.

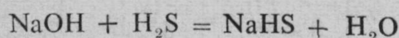
ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு நீரில் கரைகிறது. 20°C-ல் ஒரு கன அளவு நீர் 2½ மடங்கு கன அளவுகள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைக் கரைக்கிறது. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் நீர்க் கரைசல்

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு நீர் எனப்படுகிறது. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு நீரை காற்றுபடும்படி முக்கியமாக ஒளி படும்படி வைத்திருந்தால், சல்ஃபர் வீழ்படிவு அடைவதன் காரணமாக கலங்கிய நிலையைப் பெறுகிறது. இது நிகழ்வதற்குக் காரணம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனால் ஏற்றம் அடைவதேயாகும். (முன் வினையைக் கவனிக்க) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் நீர்க் கரைசல் நீல லிட்மஸ் தாளை சிவப்பு நிறமாக மாற்றுகிறது; மற்றும் பொதுவாக அமிலப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. ஹைட்ரோ சல்ஃபூரிக் அமிலம் என வெகுவாக அழைக்கப்படும் இவ்வமிலம் இரு காரத்துவமுடையது; ஏனெனில், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடிலுள்ள இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் உலோக அணுக்களினால் இடப் பெயர்ச்சி செய்யப்பட்டு சல்ஃபைடு உப்புகள் உண்டாகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் ஊடே செலுத்தினால், **சோடியம் சல்ஃபைடு** என்ற ஹைட்ரோ சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் கரையும் உப்பு உண்டாகிறது:



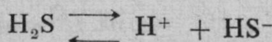
$$2\,NaOH + H_2S = Na_2S + 2\,H_2O$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு மிகையாக இருப்பின், கரைசல் பூரிதமடையும் அளவிற்குச் செலுத்தினால் அமில உப்பான சோடியம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கிடைக்கிறது:



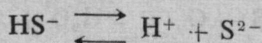
$$NaOH + H_2S = NaHS + H_2O$$

ஹைட்ரோ சல்ஃபூரிக் அமிலம் ஒரு வலிவு குறைந்த அமிலம். 0·1N கரைசலில் இதன் அயனியாகும் வீதம் 0.07 விழுக்காடு தான் உள்ளது. இது கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி அயனியாகிறது:



$$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$$

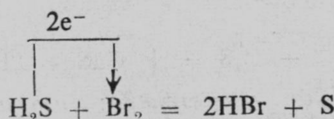
ஆனால் மிகக் குறைந்த அளவு S^{2-} அயனியும் உண்டாகிறது.



$$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$$

சல்ஃபைடு அயனி S^{2-} எளிதில் எலெக்ட்ரான்களை இழந்து நடுநிலை சல்ஃபர் அணுக்களாக மாறக்கூடியதாக இருப்பதால், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு தீவிரமான ஒடுக்கப் பண்புகளுடன் காணப்படுகிறது. இயற்கையில் கரிமப் பொருள்கள் அழுகுவதால் தொடர்ச்சியாக உண்டாகும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு காற்றில் சிறிது கூட சேர்ந்து காணப்படாமல் இருத்தலுக்குக் காரணம் வளிமண்டலத்திலுள்ள ஆக்ஸிஜன் விரைவில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை சல்ஃபராக ஏற்றம் அடையச் செய்வதேயாகும்.

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு ஹாலஜன்களினால் இன்னும் எளிதாகவே ஏற்றம் அடைகிறது; H_2S ஹாலஜன்களை ஹைட்ரோஹாலிக் அமிலங்களாக ஒடுக்கம் அடையச் செய்கிறது எடுத்துக் காட்டு:



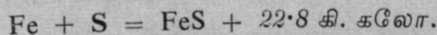
$$H_2S + Br_2 = 2HBr + S$$

பொதுவாக, எல்லா ஏற்றிகளும், மிகவும் குறைந்த வலிவு கொண்ட ஏற்றிகளும் கூட ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை விரைவாக சல்ஃபாக ஏற்றம் அடையச் செய்கின்றன; ஆகவே **ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு மிகவும் வீரிய ஒடுக்கிகளுள் ஒன்றாகக் காணப் படுகிறது.**

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு எரிமலை வாயுக்களிலும் கனிம ஊற்று நீர்களிலும் காணப்படுகிறது; எடுத்துக்காட்டாக, USSR-ல் ஸ்டாராய ருஷா என்ற இடத்தில் காவ்காசஸிலும் மற்றும் பல இடங்களிலும் காணப்படுகிறது. மேலும், விலங்கினங்களின் புரதப் பொருள்கள், இறந்த தாவரங்கள் மற்றும் பல்வேறு வகைக் கழிவுப்பொருள்கள் அழுகும் போது தொடர்ச்சியாக உண்டாகிக்கொண்டே இருக்கிறது. இக்காரணத்தினால் கழிவு நீர் தேங்கும் குளங்கள், சாக்கடை நீர்கள், மற்றும் குப்பைக் கூளங்கள் அடிக்கடி ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் மணத்தை வீசுகின்றன. முட்டையின் முக்கியமாக, வெள்ளைக் கரு அழுகும்போது மிகையான அளவில் H_2S உண்டாகிறது. முட்டையின் அழுகிய நாற்றத்திற்கு இதுவே காரணமாகும்.

114. உலோக சல்ஃபைடுகள்.

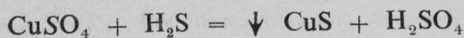
ஹைட்ரோ சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் உப்புகளை **சல்ஃபைடுகள்** என்கிறோம். உலோகங்களை நேரிடையாக சல்ஃபருடன் கூடும்படிச் செய்து இவற்றைப் பெறலாம். எடுத்துக்காட்டாக, அயர்ன் துகள்களும் சல்ஃபர் துகள்களும் கலந்த கலவையில் ஒருஇடத்தில் சூடு செய்தால், அயர்னும் சல்ஃபரும் கூடத் தொடங்கி மிகையான அளவில் வெப்பம் வெளிவிடப்பட்டு அயர்ன் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது.



$$Fe + S = FeS + 22{\cdot}8 \text{ கி. கலோ.}$$

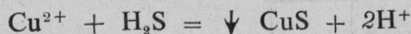
உலோக உப்புக் கரைசல்களுடன் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை வினைபுரியச் செய்து பல சல்ஃபைடுகளைப் பெறலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை ஏதாவது ஒரு

காப்பர் உப்புக் கரைசலின் ஊடே செலுத்தினால், கறுப்பு நிற குப்பிரிக் சல்ஃபைடு வீழ்படிவு உடனடியாகத் தோன்றுகிறது:



$$CuSO_4 + H_2S = \downarrow CuS + H_2SO_4$$

அல்லது அயனி வழியில்



$$Cu^{2+} + H_2S = \downarrow CuS + 2H^+$$

வீழ்படிவு நீரில் கரைவதில்லை; மற்றும் நீர்த்த அமிலங்களிலும் கரைவதில்லை. வீழ்படிவு நீர்த்தக் கரைசல்களில் கரைவதாக இருந்தால், அது உண்டாகி இருக்காது; ஏனெனில் வினையின் போது ஹைட்ரஜன் அயனி உண்டாகிறது, சமன்பாட்டை நோக்கினால் இது விளங்கும். சில்வர், லெட், மெர்க்குரி மற்றும் பல்வேறு உலோகங்களின் உப்புகள், காப்பர் உப்புகள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் எவ்வாறு வினைபுரிகின்றனவோ அதுபோலவே வினைபுரிகின்றன.

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு நீரை அயர்ன் உப்புக் கரைசலுடன் சேர்த்தால், வீழ்படிவு எதுவும் உண்டாவதில்லை. அயர்ன் சல்ஃபைடு நீர்த்த அமிலங்களில் கரைந்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை வெளிப்படுத்துகிறது. வினையின் போது, அயர்ன் சல்ஃபைடுடன் ஹைட்ரஜன் அயனியும் உண்டாவதால் இவையிரண்டும் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடும் ஃபெரஸ் அயனியும் மீண்டும் உண்டாகிறது. எனவே, அயர்ன் உப்புகளுக்கும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுக்கும் இடையே நிகழும் வினை மீளும் வினையாகும். இதன் காரணமாக சமநிலை உண்டாகிறது:



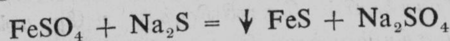
$$Fe^{2+} + H_2S \rightleftharpoons FeS + 2H^+$$

இச்சமநிலை பெரிதும், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடும் ஃபெரஸ் அயனியும் உண்டாகும் வினையின் போக்கில் பெயர்ச்சி அடைகிறது.

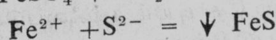
வினை இடதுபக்கமிருந்து வலதுபக்கமாக நிகழும்படிச் செய்ய உண்டாகும் ஹைட்ரஜன் அயனியைத் தொடர்ச்சியாக நீக்கிக் கொண்டே இருக்கவேண்டும். கரைசலுடன் காரத்தைச் சேர்ப்பதன் மூலம் இதனை நிகழும்படிச் செய்யலாம். காரத்தின் ஹைட்ராக்சில் அயனி ஹைட்ரஜன் அயனியுடன் வினைபுரிவதால் வினை வலதுபக்கமாக முழுமையாக நிகழ வாய்ப்பு உண்டாகிறது,

மேற்கண்டதைவிட எளியமுறை ஃபெரிக் உப்பை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுக்குப் பதிலாக ஒரு கரையும் சல்ஃபைடுடண், எடுத்துக் காட்டாக, சோடியம் சல்ஃபைடுடன் வினைபுரியச் செய்வதாகும்;

இப்போது ஹைட்ரஜன் அயனி ஏதும் உண்டாகாது. அயர்ன் சல்ஃபைடு கறுப்பு நிற வீழ்படிவாக வெளித் தள்ளப்படும்:



$$FeSO_4 + Na_2S = \downarrow FeS + Na_2SO_4$$



$$Fe^{2+} + S^{2-} = \downarrow FeS$$

மாங்கனீஸ் மற்றும் சிங்க் சல்ஃபைடுகள் நீரில் கரையா; ஆனல் நீர்த்த அமிலங்களில் கரைகின்றன. இவற்றையும் மேற்கண்ட முறையிலேயே பெறலாம்.

முடிவாக நீரில் கரையும் Na_2S மற்றும் K_2S போன்ற சல்ஃபைடுகளைக் காண்போம். இவற்றின் உப்புகளுடன் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு அல்லது பிற சல்ஃபைடுகளை வினைபுரியச் செய்து இவற்றைப் பெறுவது இயலாது என்பது தெளிவு.

சல்ஃபைடுகளின் கரைதிறனில் காணப்படும் வேற்றுமை பகுப்பாய்வு வேதியியலில் உப்புகளின் கரைசல்களிலிருந்து அடுத்தடுத்து உலோகங்களை வீழ்படிவாக்குவதற்குப் பயன் படுத்தப்படுகிறது.

சல்பைடுகள் வலிவு குறைந்த அமிலத்தின் உப்புகளாக இருப்பதால் எளிதில் நீராற் பகுப்படைகின்றன. எடுத்துக் காட்டாக, சோடியம் சல்ஃபைடை நீரில் கரைத்தால் முழுவதும் நீராற்பகுப்பு அடைந்து அமிலம் உண்டாகிறது.



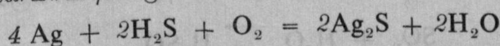
$$Na_2S + H_2O \rightleftarrows NaHS + NaOH$$



$$S^{2-} + H_2O \rightleftarrows HS^- + OH^-$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு சில உலோகங்களுடனும் நேரடியாக வினைபுரிந்து சல்ஃபைடுகளை உண்டாக்குகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு சில்வர் துண்டை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு நீரினுள் அமிழ்த்தி வைத்தால், அதன் புறப்பரப்பில் சில்வர் சல்ஃபைடு உண்டாவதன் காரணமாக, அது உடனடியாக கறுப்பு நிறமுடையதாக மாறுகிறது. காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் இவ்வினையில் பங்கு பெறுகிறது. இவ்வினை நிகழ்வதைக் கீழ்க் கண்ட சமன்பாட்டின் மூலம் காட்டலாம்:



$$4\,Ag + 2H_2S + O_2 = 2Ag_2S + 2H_2O$$

இக்காரணத்தினல், சில்வர் மற்றும் காப்பர் பொருள்களை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைக் கொண்ட காற்று படும்படி வைத்திருந் தால் விரைவில் அவற்றின்மீது கறுப்பு நிற ஏடு படிகிறது.

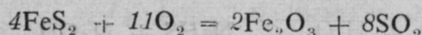
பொட்டாசியம் மற்றும் சோடியம் சல்ஃபைடுகள் சாயம் மற்றும் தோல் தொழிற்சாலைகளில் வெகுவாகப் பயன்படுகிறது; தோல் தொழிற்சாலையில் தோலிலிருந்து உரோமங்களை நீக்குவதற்கு பொட்டாசியம் மற்றும் சோடியம் சல்ஃபைடுகள் சுண்ணும்புடன் கலந்து பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

ஏதாவது ஒரு சல்ஃபைடின் கரைசலை (Na_2S) சல்ஃபருடன் சேர்த்துக் குலுக்கினால், பின்னது கரைகிறது. கரைசலை ஆவியாகும்படிச் செய்தால், கிடைக்கும் கசடில் Na_2S இருப்பதோடு Na_2S_2 - விலிருந்து Na_2S_5 வரை பல்வேறு இயைபைக் கொண்ட சேர்மங்களும் காணப்படுகின்றன. இச் சேர்மங்கள் **பாலி சல்ஃபைடுகள்** எனப்படும்.

பாலி சல்ஃபைடுகள், சில வகை செயற்கை ரப்பரைப் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

115. சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடும் SO_2 சல்ஃபூரஸ் அமிலம் H_2SO_3 ம்.

சல்ஃபூரஸ் நீரிலி அல்லது சல்ஃபூரஸ் அமில வாயு என்றும் அழைக்கப்படும் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு, சல்ஃபர் காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜனில் எரியும்போது உண்டாகிறது. பல்வேறு உலோக சல்ஃபைடுகளைக் காற்றில் வறுத்தும் இதனைப் பெறமுடியும். பைரைட் ஆக்ஸிஜனில் எரிதலை எடுத்துக்காட்டாகக் கொள்ளலாம்.

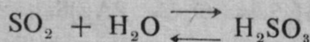


$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

தொழிற்சாலையில் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடை உண்டாக்குவதற்கு இவ்வினையே பொதுவாகப் பயன்படுகிறது.

சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு பொதுவாக அறியப்பட்ட சல்ஃபரின் எரியும் மணமுடைய ஒரு நிறமற்ற வாயு. இது வெகுவிரைவில் ஒரு நிறமற்ற நீர்மமாகச் சுருங்குகிறது. இந் நீர்மத்தின் கொதிநிலை $-10 \cdot 1°C$. நீர்ம SO_2 ஆவியாகும்போது வெப்பநிலையை நன்றாகக் குறைக்கச் செய்கிறது ($-50°C$ அளவிற்கு).

சல்ஃபர்டை ஆக்ஸைடு நீரில் நன்றாகக் கரைகிறது. $20°C$-ல் 1 கன அளவு நீர் 40 கன அளவுகள் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடை கரையச் செய்கிறது. சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு பகுதியளவில் நீருடன் வினைபுரிந்து சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.



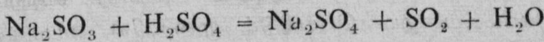
$$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$$

வினையை வெப்பத்திற்கு உட்படுத்தும்போது, சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடின் கரைதிறன் குறைவதால், சமநிலை இடதுபக்கம்

பெயர்ச்சி அடைகிறது. கரைசலிலிருந்து சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு படிப்படியாக வெளியேறுகிறது.

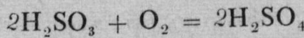
சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு, சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கும் (குறைந்த அளவில்) வைக்கோல், கம்பளி மற்றும் பட்டு ஆகியவற்றின் நிறத்தை நீக்குவதற்கும், பல நுண்ணுயிர்களின் நுண் புழுக்களை அழிப்பதற்குத் தொற்று நீக்கியாகவும் பயனாகிறது. சல்ஃபர்டை ஆக்ஸைடு ஈரமான நிலவறைகள், ஒயின் பீப்பாய்கள், மற்றும் கொதி தொட்டிகளில் காணப்படும் பூஞ்சக் காளான்களைப் புகையூட்டி அழிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

சல்ஃபூரஸ் அமிலம் H_2SO_3: சல்ஃபூரஸ் அமிலம் மிகவும் நிலையற்ற சேர்மம். இது நீர்க் கரைசலில் மட்டும் நிலைத்திருக்கிறது. நீரிலிருந்து சல்பூரஸ் அமிலத்தைப் பிரித்தெடுக்கக் கையாளப்படும் முயற்சி அல்லது ஏதாவது ஒரு முறையில் அதனை தூயநிலையில் பெறுவதற்கு எடுத்துக் கொள்ளப்படும் முயற்சி இவ்வமிலம் சிதைந்து சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடும் நீரும் உண்டாவதிலேயே முடிகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் சோடியம் சல்ஃபைட்டுடன் வினைபுரியும் போது சல்பூரஸ் அமிலம் உண்டாவதற்குப் பதிலாக SO_2 உண்டாகிறது:



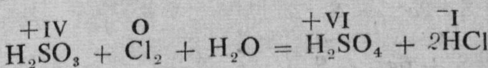
$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O$$

சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தின் கரைசல்களை காற்றுப்புகாத பாத்திரங்களில் அடைத்து வைத்து இருக்க வேண்டும்; இல்லாவிட்டால் இவை காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை உறிஞ்சி எளிதில் சல்ஃபூரிக் அமிலமாக ஏற்றம் அடைகின்றன:



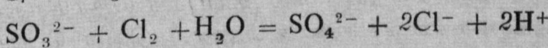
$$2H_2SO_3 + O_2 = 2H_2SO_4$$

சல்ஃபூரஸ் அமிலம் எளிதில் ஏற்றம் அடைவதால் ஒரு சிறந்த ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஹாலஜன்களை ஹைட்ரோஹாலிக் அமிலங்களாக ஒடுக்கம் அடையச் செய்கிறது:



$$\overset{+IV}{H_2SO_3} + \overset{O}{Cl_2} + H_2O = \overset{+VI}{H_2SO_4} + 2\overset{-I}{HCl}$$

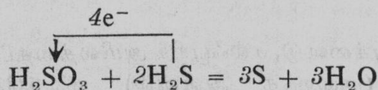
அல்லது அயனி வழியில்,



$$SO_3^{2-} + Cl_2 + H_2O = SO_4^{2-} + 2Cl^- + 2H^+$$

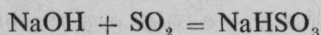
இருப்பினும் சில சமயங்களில் சல்ஃபூரஸ் அமிலம் ஏற்றியைப் போலவும் செயல்படலாம். எடுத்துக்காட்டாக இது H_2S

போன்ற ஒரு வலுவான ஒடுக்கியுடன் வினைபுரியும்போது ஏற்றியாகச் செயல்படுகிறது.



இங்கு நான்கு நேர்மின் இணை திறன்களைக் கொண்ட சல்ஃபர் அணுக்கள் (H_2SO_3 மூலக்கூறில் இருப்பது) S^{2-} அயனிகளிலிருந்து எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுக் கொண்டு, இரண்டுமே மின்நடுநிலை சல்ஃபர் அணுக்களாக மாறிவிடுகின்றன.

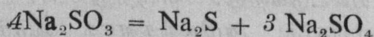
சல்ஃபூரஸ் அமிலம் இருகாரத்துவமுடையது; அமிலம் மற்றும் நடுநிலை எனப்படும் இருவகை உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு போன்ற ஒரு காரக் கரைசலின் ஊடே செலுத்தினால், அமில உப்பு உண்டாகிறது.

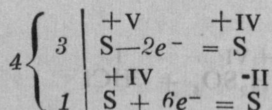


காரம் மிகையளவில் இருப்பின், நார்மல் உப்பு கிடைக்கிறது.

சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தின் நார்மல் உப்புகளை **சல்ஃபைட்டுகள்** என்கிறோம்; அமில உப்புகளை **அமில** அல்லது **ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைட்டுகள்** (பழைய பெயரிடும் முறையில் பைசல்ஃபைட்டுகள்) என்கிறோம்.

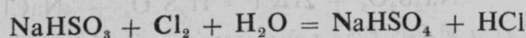
சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தைப் போலவே சல்ஃபைட்டுகளும் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனால் எளிதில் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் உப்புகளான சல்ஃபேட்டுகளாக ஏற்றம் அடைகின்றன; சூடு செய்யும் போது, சல்ஃபைட்டுகள் சல்ஃபைடுகளாகவும் சல்ஃபேட்டுகளாகவும் சிதைகின்றன (ஏற்றம் மற்றும் ஒடுக்கம் அடைதல் வினை):





சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தின் சில உப்புகள் தொழிற்துறையில் மிகவும் முக்கியமானவைகளாக உள்ளன. இவை பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. நிறம் நீக்கப்பட்ட துணிகளில் எஞ்சியிருக்கும் குளோரினை நீக்குவதற்கு சோடியம் ஹைட்ரஜன்

சல்ஃபைட் $NaHSO_3$ பயன்படுகிறது; ஏனெனில் இது குளோரினை ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது :



$$NaHSO_3 + Cl_2 + H_2O = NaHSO_4 + HCl$$

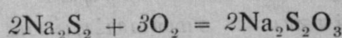
காகிதம் தயாரிக்கப் பயனாகும் சல்ஃபைட் கூழை மரத்திலிருந்து தயாரிப்பதற்கு கால்சியம் அமில சல்ஃபைட் (அல்லது கால்சியம் பைசல்ஃபைட்) $Ca(HSO_3)_2$ பயன்படுத்தப்படுகிறது.

116. தயோசல்ஃபூரிக் அமிலம் $H_2S_2O_3$

சோடியம் சல்ஃபைட்டின் நீர்க் கரைசலை சல்ஃபருடன் சேர்த்துக் கொதிக்க வைத்து மிகையான சல்ஃபரை வடிகட்டி நீக்கிக் குளிர வைத்தால் கரைசலிலிருந்து ஒரு புதிய பொருளுக்குரிய நிறமற்ற படிகங்கள் தோன்றுகின்றன. இப்பொருள் **தயோசல்ஃபூரிக் அமிலத்தின்** சோடியம் உப்பாகும். இதன் வாய்பாடு $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவை ஒரு சல்ஃபர் அணுவால் பதிலீடு செய்யக்கிடைப்பது தயோசல்ஃபூரிக் அமிலம் எனலாம். சாதாரண அமிலங்களிலிருந்து எல்லா ஆக்ஸிஜன் அல்லது சிலவற்றை சல்ஃபூரால் பதிலீடு செய்யக் கிடைக்கும் பொருள்களைத் **தயோ அமிலங்கள்** என்றும் இவற்றைச் சேர்ந்த உப்புகளை தயோ உப்புகள் என்றும் வகைப்படுத்துகிறோம். இதன் காரணமாக தான் $H_2S_2O_3$-க்கு ஹைப்போ சல்ஃபூரஸ் அமிலம் என்று இருந்து வந்த பெயர் இப்போது மாறி தயோ சல்ஃபூரிக் அமிலம் என்றழைக்கப்படுகிறது.

தயோசல்ஃபூரிக் அமிலம் தனியாகப் பெறப்பட்டதில்லை; ஆனால் இதன் உப்புகள் பல அறியப்பட்டுள்ளன. இவற்றை **தயோசல்ஃபேட்டுகள்** என்பர். இவற்றுள் மிகவும் அதிகமாகப் பயன்படுவது 'ஹைப்போசல்பைட்' அல்லது 'ஹைப்போ' என்ற தவறான பெயரால் அழைக்கப்பட்டு வரும் **சோடியம் தயோ சல்ஃபேட்டாகும்** $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$.

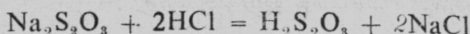
தொழிற்சாலையில் பாலிசல்ஃபைடுகளை வளிமண்டல ஆக்ஸிஜனால் ஏற்றம் செய்து சோடியம் தயோசல்ஃபேட் தயாரிக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டு:



$$2Na_2S_2 + 3O_2 = 2Na_2S_2O_3$$

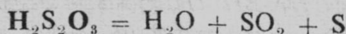
ஒரு அமிலத்தை, உதாரணமாக, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை சோடியம் தயோசல்ஃபேட் கரைசலுடன் சேர்த்தால் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடின் மணம் வீசி, பின் சிறிது நேரம் கழித்து சல்ஃபர் உண்டாவதன் காரணமாக கரைசல் கலங்கிய தன்மையைப் பெறுகிறது.

முதல் படியில் தயோ சல்ஃபூரிக் அமிலம் தோன்றுவதாகக் கொள்ளலாம்:



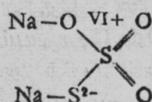
$$Na_2S_2O_3 + 2HCl = H_2S_2O_3 + 2NaCl$$

இது எளிதில் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி சிதைகிறது:

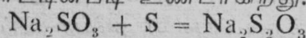


$$H_2S_2O_3 = H_2O + SO_2 + S$$

சோடியம் தயோ சல்ஃபேட்டின் பண்புகளைப் படித்து ஆயும் போது, அதன் சல்ஃபர் அணுக்கள் வெவ்வேறு இணை திறன்களைக் கொண்டிருக்க வேண்டும் என அறியப்படுகிறது. ஒன்று + 6 இணை திறனையும் மற்றொன்று —2 இணை திறனையும் பெற்றுள்ளதாகக் கொள்ள வேண்டும். எனவே, சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டின் அமைப்பு வாய்பாடு பின்வருமாறு:

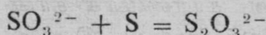


ஆகவே, சோடியம் சல்ஃபைட் கரைசலை சல்ஃபருடன் சேர்த்து கொதிக்க வைக்கும்போது சோடியம் தயோசல்ஃபேட் கீழ்க் கண்ட சமன்பாட்டின்படி உண்டாகிறது:



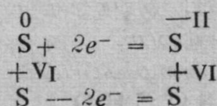
$$Na_2SO_3 + S = Na_2S_2O_3$$

அல்லது



$$SO_3^{2-} + S = S_2O_3^{2-}$$

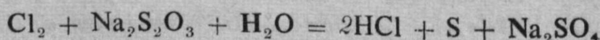
இது ஒரு ஏற்ற-ஒடுக்க வினையாகும். சல்ஃபர் ஏற்றி; SO_3^{2-} அயனி ஒடுக்கி பின்னதின் சல்ஃபர் அணுக்களை + 4 லிருந்து + 6 இணை திறனுக்கு ஏற்றம் அடையச் செய்யும்போது, மின் நடுநிலை சல்ஃபர் அணுக்கள் இணை திறன் O-லிருந்து -2 அளவிற்கு ஒடுக்கம் அடைகின்றன:



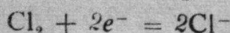
$$\overset{0}{S} + 2e^- = \overset{-II}{S}$$

$$\overset{+VI}{S} - 2e^- = \overset{+VI}{S}$$

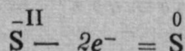
சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டின் மூலக்கூறில் ஈரிணை திறன் சல்ஃபர் $\overset{-II}{S}$ இருத்தல் அதன் ஒடுக்கப்பண்பிற்குக் காரணமாக உள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் தயோசல்ஃபேட் குளோரினை கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது:



$$Cl_2 + Na_2S_2O_3 + H_2O = 2HCl + S + Na_2SO_4$$

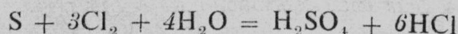


$$Cl_2 + 2e^- = 2Cl^-$$



$$\overset{-II}{S} - 2e^- = \overset{0}{S}$$

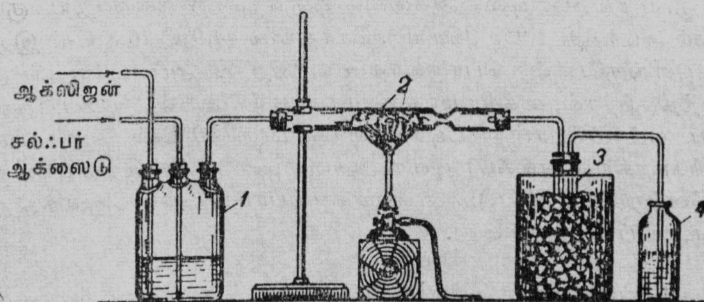
குளோரின் மிகையாக இருந்தால், வினையில் உண்டான சல்ஃபர், குளோரினால் சல்ஃபூரிக் அமிலமாக ஏற்றம் அடையச் செய்யப்பட்டு விடலாம் :



$$S + 3Cl_2 + 4H_2O = H_2SO_4 + 6HCl$$

இவ்வினையின் அடிப்படையில்தான் குளோரினை உறிஞ்சி ஈர்த்துக் கொள்வதற்காக முன்பெல்லாம் பயன்படுத்தப்பட்ட வாயு முகமூடிகளில் சோடியம் தயோ சல்ஃபேட் பயன்பட்டது.

ஒளிப்படத்துறையில் உரு விளக்கப்பட்ட தகடுகள் மற்றும் காகிதங்களை நிலைப்படுத்துவதற்கு சோடியம் தயோசல்ஃபேட் மிகையான அளவில் பயன்படுகிறது; ஏனெனில், இது சில்வர் குளோரைடையும் சில்வர் புரோமைடையும் கரையச் செய்கிறது.



படம் 79.

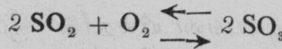
சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடு தயாரித்தல்: 1. மூன்று கழுத்துள்ள ஜாடி; 2. வினை குழாய்; 3. குடுவை; 4. உறிஞ்சும் ஜாடி.

117. சல்ஃபர்டிரை ஆக்ஸைடு SO_3

சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடைத் தருகிறது: சாதாரண சூழ்நிலையில் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடும் ஆக்ஸிஜனும் கூடுதல் மிகவும் மெதுவாக நிகழ்கிறது. வினை, உயர் வெப்பநிலை மற்றும் நுண் தூளாக்கப்பட்ட பிளாட்டினம், வனேடியம், அயர்ன், மற்றும் குரோமியம் ஆக்ஸைடுகள் போன்ற சில வினைவேக மாற்றிகளின் முன்னிலையில் மிக விரைவாகவும் எளிதாகவும் நடைபெறுகிறது.

படம் 79-ல் காட்டியுள்ள அமைப்பைக் கொண்டு சிறிதளவு சல்ஃபர்டிரை ஆக்ஸைடை சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கலாம். ஆக்ஸிஜனையும் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடையும் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைக் கொண்ட மூன்று கழுத்துகளையுடைய ஒரு ஜாடியில் (1) செலுத்தி உலர்த்தப்படுகிறது. இங்கிருந்து வாயுக் கலவை

பிளாட்டினம் தோய்ந்த கல்நாரைக் கொண்ட (நுண் தூளாக்கப் பட்ட பிளாட்டினத்தால் பூசப்பட்ட கல்நார்) குழாய்க்குச் (2) செல்கிறது. இங்கு எரிகருவி கொண்டு சூடு செய்யப்படுகிறது. ஆக்ஸிஜன் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடுடன் கூடுகிறது.

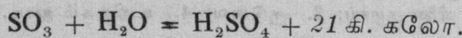


$$2\,SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\,SO_3$$

உண்டான SO_3 வாயு மிகையளவில் உள்ள வாயுக்களுடன் பனிக்கட்டியினால் குளிர்விக்கப்பட்டுள்ள குடுவைக்குச் (3) செல்கிறது. இங்குச் சிறிது SO_3 சுருங்குகிறது; மீதி ஜாடி (4)க்குச் செல்கிறது. இங்கு இது நீருடன் சேர்ந்து சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

தூய சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடு ஒரு நிறமற்ற நன்கு இயங்கும் நீர்மம் அடர்த்தி 1.92கி./செ.மீ^{3}. கொதிநிலை 44.9°C 16.8°C-ல் இது ஒரு பளிங்குபோல்ற பொருளாக உறைகிறது. அப்படியே விட்டு வைத்திருந்தால், முக்கியமாக ஈரமான சூழ்நிலையில், இப்பொருள் நீண்ட பட்டுப்போன்ற படிகங்களாக மாறி 50°C-ல் உருகாமல் பதங்கமாகிறது. சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடின் இந்த இரண்டாவது புறவேற்றுருவம் $(SO_3)x$ என்ற வாய்பாட்டிற்கான மூலக்கூறு எடையைப் பெற்றுள்ளது.

சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடு நீருடன் ஆர்வத்துடன் கூடி மிகையான அளவில் வெப்பத்தை வெளிப்படுத்தி சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது:



$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + 21 \text{ கி. கலோ.}$$

118. சல்ஃபூரிக் அமிலம் H_2SO_4

தூய சல்பூரிக அமிலம் ஒரு எண்ணெய் போன்ற நீர்மம். 10.4°C-ல் ஒரு திண்மப் படிகப் பொருளாக உறைகிறது. சூடு செய்தால் சல்பூரிக் அமிலத்தின் நீரிலி (மோனோ ஹைட்ரேட், எனப்படும்) SO_3-ஐ வெளிவிடுகிறது. இவ்வினை 98.3% சல்பூரிக் அமிலத்தைக் கொண்ட கரைசல் கிடைக்கும் வரை தொடர்ந்து நிகழ்கிறது. இக்கரைசல் மேலும் இயைபில் எவ்வித மாற்றமும் அடையாமல் 338°C-ல் கொதிக்கிறது.

வாணிபத்தில் விற்கப்படும் அடர் அமிலம் பொதுவாக 96.5% H_2SO_4-ஐ பெற்றிருக்கிறது. இதன் அடர்த்தி 1.84கி./செ.மீ^{3} இதன் எண்ணெய் போன்ற தோற்றத்தினால் இதனை சில சமயங்களில் துத்த எண்ணெய் (oil of vitriol) என்றும் கூறுவ

துண்டு. இப்பெயர் பச்சை துத்தத்தை நீற்று சல்ஃபூரிக் அமிலம் தயாரிக்கப்பட்டு வந்த காலத்தை நினைவூட்டுகிறது.

சல்ஃபூரிக் அமிலம் குறிப்பிடத் தகுந்த அளவிற்கு சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடைக் கரைக்கக கூடியதாக உள்ளது. இக்கரைசல்கள **ஓலியம்கள்** எனப்படும்.

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை நீரில் கரைத்தால், ஹைட்ரேட்டுகள் உண்டாவதன் காரணமாக மிகையான அளவு வெப்பம் (*19 கி. கலோ/ மோல் அமிலம்*) வெளிவிடப்படுகிறது. ஹைட்ரேட்டுகளை கரைசலிலிருந்து குறைந்த வெப்பநிலைகளில் திண்ம வடிவில் பிரித்தெடுத்துவிடலாம். $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$ ஹைட்ரேட் — 39.5°C-ல் உருகுகிறது; $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$— 28.2°C-ல் உருகுகிறது.

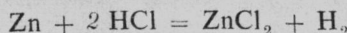
சல்ஃபூரிக் அமிலம் நீர் ஆவியை மிகவும் ஆவலுடன் உறிஞ்சிக் கொள்கிறது; எனவே, வாயுக்களை உலர்த்துவதற்கு இது மிகவும் பயன்படுகிறது. அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தினால் பல கரிமப் பொருள்கள், முக்கியமாக கார்போஹைட்ரேட்டுகள் கரிந்து விடுவதற்குக் காரணமாக இருப்பதும் இதன் நீர் உறிஞ்சும் திறனே ஆகும். ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் நீரில் எந்த எடை விகிதத்தில் உள்ளனவோ அதே எடை விகிதத்தில் கார்போஹைட்ரேட்டுகளிலும் காணப்படுகின்றன. சல்ஃபூரிக் அமிலம் கார்போஹைட்ரேட்டுகளிலிருந்து நீரின் தனிமங்களை ஈர்த்து எடுத்துவிடுவதால் கார்பன் கரியாகக் கிடைக்கிறது.

இதன் குறைந்த ஆவியாகும் தன்மை காரணமாக, அதிகமாக ஆவியாகும் பிற அமிலங்களை அவற்றின் உப்புகளிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்வதற்கு இது மிகவும் பயன்படுகிறது.

சல்ஃபூரிக் அமிலம் ஒரு சிறந்த தீவிர ஏற்றி: இதன் ஏற்றப் பண்புகள் இது பல பொருள்களுடன் வினையில் பங்கு பெறும் போது வெளிப்படுகின்றன.

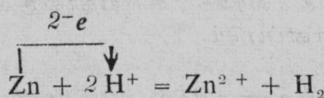
குறிப்பிட்டுக் கூறவேண்டுமானால், எந்த ஒரு அமிலமும் ஏற்றப்பண்புகளைப் பெற்றிருக்கலாம்; ஏனெனில் அமிலம் எப்போதும் பிறபொருள்களிலிருந்து எலெக்ட்ரான்களை ஈர்த்து எடுத்துக் கொள்ளக்கூடிய ஹைட்ரஜன் அயனியைப் பெற்றிருக்கிறது; எடுத்துக்காட்டாக, சிங்கை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்தால், ஹைட்ரஜன் அயனி மின் நடுநிலை சிங்க் அணுக்களிலிருந்து எலெக்ட்ரான்களை பிரித்

தெடுத்துக் கொண்டு அவற்றை நேர்மின் அயனிகளாக ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.



$$Zn + 2\,HCl = ZnCl_2 + H_2$$

அல்லது அயனி வழியில்



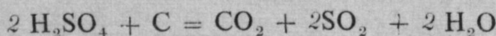
$$Zn + 2\,H^+ = Zn^{2+} + H_2$$

இங்கு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஏற்றியாகச் செயல்படு கிறது.

இருப்பினும், ஒரு அமிலத்தின் ஏற்றப் பண்புகளைப்பற்றி பேசும்போது நாம் ஹைட்ரஜன் அயனியைப்பற்றி பேசுவதில்லை; ஆனால் எந்தத் தனிமத்திலிருந்து அமிலம் அதன் பெயரைப் பெறுகிறதோ அந்தத் தனிமத்தின் அணுக்களைப் பற்றிப் பேசுகிறோம் (எடுத்துக்காட்டு, சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் சல்ஃபர் அணுக்கள், நைட்ரிக் அமிலத்தில் ஹைட்ரஜன் அணுக்கள்).

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் சல்ஃபர் அதன் உயர் ஏற்ற நிலையில் இணைதிறன் + 6 - உடன் காணப்படுகிறது. ஆனால் இதனை $\overset{+IV}{S}$ நிலைக்கு (H_2SO_3 - ல் அல்லது SO_3^{2-} அயனி) அல்லது $\overset{\circ}{S}$ நிலைக்கு (சல்ஃபர் தனிமம்) அல்லது $\overset{-II}{S}$ நிலைக்குக் கூட (ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடில்) ஒடுக்கம் அடையும்படிச் செய்யலாம்.

ஆறு இணைதிறனுடைய சல்ஃபரின் ஏற்றப்பண்புகள் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் மட்டும்தான் காணப்படுகிறது. எடுத்துக் காட்டாக, அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைக் கரியுடன் சேர்த்துச் சூடு செய்தால், கரி கார்பன் டை ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் அடை கிறது; சல்ஃபூரிக் அமிலம் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.



$$2\,H_2SO_4 + C = CO_2 + 2SO_2 + 2\,H_2O$$

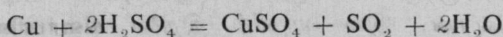
இவ்வினை நீர்த்த அமிலத்தில் நிகழ்வது இல்லை.

இனி சல்ஃபூரிக் அமிலம் உலோகங்களுடன் எவ்வாறு செயல்படுகிறது எனக் காண்போம்.

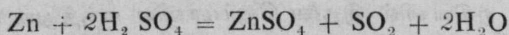
நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலம் உலோகங்களுடன் வினைபுரிவதில் ஏற்றியாக இருப்பது ஹைட்ரஜன் அயனியாகும். ஆனால் இந்த

அயனியால் மின்வேதி வரிசையில் ஹைட்ரஜனுக்கு மேலே அமைந்துள்ள மக்னீசியம், சிங்க், அயர்ன் போன்ற உலோகங்களை மட்டும்தான் ஏற்றம் அடையச் செய்யமுடியும். ஹைட்ரஜனுக்குக் கீழாக அமைந்துள்ள காப்பர், சில்வர், மெர்க்குரி போன்ற உலோகங்களுடன் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலம் வினைபுரிவதில்லை. அடர் சல்ஃபூரிக் **அமிலம் சூடான நிலையில்** எல்லா உலோகங்களையும் (பெரிதும்) ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது; ஆனால் இவ் வினைகளில் ஹைட்ரஜன் வெளிப்படுவதில்லை; ஏனெனில் இங்கு ஏற்றம் அடைவது அயனியாக சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறுகளால் நிகழ்கிறது.

உலோகத்தின் வலிவுத் தன்மையைப் பொருத்து சல்ஃபூரிக் அமிலம் SO_2, தனிம சல்பர் அல்லது H_2S– ஆக ஒடுக்கப்படுகிறது. பெரும்பாலும் சல்ஃபூரிக் அமிலம் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடாக ஒடுக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டு:

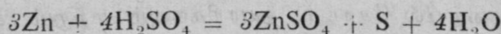


$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

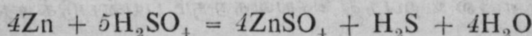


$$Zn + 2H_2 SO_4 = ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

அதே சமயத்தில் சிங்கினுடைய வலிவுத்தன்மைக் காரணமாக பின்கண்ட வினைகளும் நிகழ்கின்றன:



$$3Zn + 4H_2SO_4 = 3ZnSO_4 + S + 4H_2O$$



$$4Zn + 5H_2SO_4 = 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O$$

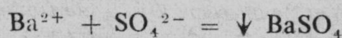
வலுவான அமிலங்களில் சல்ஃபூரிக் அமிலமும் ஒன்றாகும். நீர்க் கரைசலில் இது பெரிதும் H^+ மற்றும் HSO_4^- அயனிகளாகப் பிரிகிறது.

இரு காரத்துவமுடைய சல்ஃபூரிக் அமிலம் இரு வகையான உப்புகளை உண்டாக்குகிறது; அவை நார்மல் மற்றும் அமில உப்புகள் என்பனவாகும். சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் நார்மல் உப்புகளை **சல்ஃபேட்டுகள்** என்றும் அமில உப்புகளை **அமில அல்லது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்டுகள்** என்றும் கூறுகிறோம்.

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் பெரும்பாலான உப்புகள் நீரில் முழுமையாகக் கரைகின்றன. மிகவும் பொதுவாகக் காணப்படும் உலோகங்களின் உப்புகளில், பேரியம் சல்ஃபேட் $BaSO_4$ மற்று லெட் சல்ஃபேட் $PbSO_4$ நீரில் கரைவதில்லை. கால்சியம் சல்ஃபேட் $CaSO_4$ மிகவும் குறைந்த அளவே கரைகிறது.

பேரியம் சல்ஃபேட் நீரில் கரையாமல் இருப்பதோடுமட்டுமல்லாமல் நீர்த்த அமிலங்களிலும் கரைவதில்லை. எனவே, வேறு

பேரியம் உப்புகள் நீர் அல்லது நீர்த்த அமிலங்களில் கரைவதால் ஒரு பேரியம் உப்புக் கரைசல் ஏதாவது ஒரு கரைசலுடன் வினை புரியும்போது அமிலங்களில் கரையாத ஒரு வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாவது கரைசலில் சல்ஃபூரிக் அமிலம் அல்லது அதன் உப்புகள் அதாவது SO_4^{2-} அயனி இருப்பதைக் காட்டுவ தாகும்:



$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = \downarrow BaSO_4$$

ஆகவே, கரையும் பேரியம் உப்புகள் SO_4^{2-} அயனியைக் கண்டறியப் பயன்படும் கரணிகளாக உள்ளன. நடைமுறையில் பெரிதும் பயனுகும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் உப்புகள் பின் வருமாறு:

1. **சோடியம் சல்ஃபேட் Na_2SO_4** : சோடியம் சல்ஃபேட் நீர்க் கரைசலிலிருந்து 10 நீர் மூலக் கூறுகளுடன் படிகங்களாக வெளிப்படுகின்றன. இவ் வடிவில் இதனை **கிளாபரின் உப்பு** என்கிறோம்; ஏனெனில் இதனை ஜெர்மானிய மருத்துவரும் வேதி யியல் வல்லுநருமான கிளாபர் என்பவர் சோடியம் குளோரைடை சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து இவ் வுப்பைத் தயாரித்து மருந்தாகப் பயன்படுத்தினர். இதன் நீரற்ற உப்பு சல்ஃபேட்டு முறையில் சோடா தயாரிக்கவும் மற்றும் கண்ணடி யைப் பெருமளவில் உற்பத்தி செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது.

2. **மக்னீசியம் சல்ஃபேட் $MgSO_4$** : கடல் நீரில் மக்னீசியம் சல்ஃபேட் கரைந்துள்ளது. இது நீர்க் கரைசலிலிருந்து $MgSO_4 . 7H_2O$ ஹைட்ரேட் படிகங்களாக வெளிப்படுகிறது. இது **எப்சம் உப்புகள்** என்ற பெயரில் மலமிளக்கி மருந்தாகப் பயன்படுகிறது.

3. **கால்சியம் சல்ஃபேட் $CaSO_4$**: கால்சியம் சல்ஃபேட் இயற்கையில் மிகையான அளவில் ஜிப்சம் $CaSO_4 . 2H_2O$ கனிம மாகக் காணப்படுகிறது. இதனை 150 அல்லது 170°C-க்குச் சூடு செய்தால், தன் படிக நீரில் $\frac{3}{4}$ பங்கை இழந்து **பாரிஸ் பிளாஸ்ட்டர்** $(2CaSO_4 . H_2O)$ என்ற பொருளாக மாறுகிறது. நீருடன் கலந்து பிசைந்த மாவு போன்ற நிலையில் மிக விரைவாக உறுதிப்பட்டு $CaSO_4 . 2H_2O$ ஆகமீண்டும் மாறுகிறது. இப்பண்பின் காரணமாக ஜிப்சம், வார்ப்படங்கள், பல்வேறு பொருள்களின் மறு பதிப்பு ஆகியவற்றைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கும் சுவர்கள் மற்றும் கூரைகளில் பூசுவதற்கு ஒரு ஒட்டும் பொருளாகவும் பயன் படுகிறது. ஜிப்சம் அறுவைச் சிகிச்சையில் முறிந்த எலும்பு களுக்கு பிளாஸ்ட்டர் கட்டு போடுவதற்கும் பயனுகிறது.

4. **துத்தங்கள்** (vitriols): காப்பர், அயர்ன், சிங்க் மற்றும் வேறு சில உலோகங்களின் படிக நீர் கொண்ட சல்ஃபேட்டுகளைப் பொதுவாக துத்தங்கள் என்ற பெயரால் அழைக்கிறோம்.

மயில் துத்தம் $CuSO_4.5H_2O$: மயில் துத்தம் ஐந்து நீர் மூலக் கூறுகளை படிக நீராகக் கொண்ட நீல நிற படிகங்களாகக் கிடைக்கின்றன. இது உலோகங்கள் மீது காப்பரை படியச் செய்வதற்கும், சில கனிம சாயங்களைத் தயாரிப்பதற்கும் ஒரு மூலப் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது. வேளாண்மையில், மயில் துத்தத்தினுடைய நீர்த்த கரைசல் செடிகளுக்குத் தூவவும் விதையிடப்படும் தானியத்திலிருந்து தீங்கு செய்யும் காளான்களின் விதைகளை அழித்து நீக்குவதற்கும் பயன்படுகிறது.

பச்சைத்துத்தம் $FeSO_4.7H_2O$ இது வெளிரிய பச்சை நிறமுடையப் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. இது தொழில் துறையில் மரக் கட்டைகளைப் பாதுகாத்து வைப்பதற்கும், மை மற்றும் பிருசியன் நீலம் ஆகியவற்றைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கும், ஒளிரச் செய்யும் வாயுக்களிலிருந்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு மற்றும் சயனைடு சேர்மங்களை நீக்குவதற்கும், சாயத் தொழிற்சாலையிலும், வேளாண்மையில் பூச்சிக் கொல்லியாகவும் மற்றும் ஒளிபடத் துறையிலும் பயன்படுகிறது.

5 **படிகாரங்கள்**: பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் கரைசலை அலுமினியம் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் சேர்த்து, நீர்மத்தை அசைக்காமல் வைத்திருந்தால், அழகான நிறமற்ற படிகங்கள் பிரிகின்றன. இதன் இயைபை $K_2\ SO_4.Al_2(SO_4)_3.\ 24H_2O$ அல்லது $KAl(SO_4)_2.12H_2O$ என்ற வாய்பாட்டால் குறிக்கப்படுகிறது. இச் சேர்மத்தை சாதாரண அல்லது அலுமினியம் படிகாரம் என்பர். இது சல்ஃபூரிக் அமிலம் மற்றும் பொட்டாசியம் அலுமினியத்தினுடைய இரட்டை உப்பு ஆகும்.

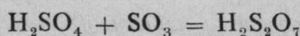
இரட்டை உப்புகள் திண்ம வடிவில் மட்டும்தான் நிலவி இருக்க முடியும். படிகாரத்தை நீரில் கரைத்தால், கரைசலில் K^+, Al^{3+} மற்றும் SO_4^{2-} அயனிகள் இருக்கும்.

படிகாரங்கள் பல்வேறு இயைபுகளுடன் காணப்படலாம். இவற்றில் அலுமினியத்திற்குப் பதிலாக அயர்ன் அல்லது குரோமியம் போன்ற மூவிணைத்திறனைக் கொண்ட உலோகங்களும் பொட்டாசியத்திற்குப் பதிலாக சோடியம் அல்லது அம்மோனியமும் இருக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, குரோம் படிகாரத்தின் இயைபு $K_2SO_4.Cr_2(SO_4)_3.24H_2O$ படிகாரம்

தோலை பதனிடுவதற்கும் சாயத் தொழிற்சாலையிலும் பயன் படுகிறது.

119. பைரோசல்ஃபூரிக் அமிலம் $H_2S_2O_7$

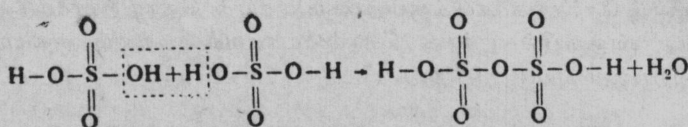
சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடு வாயுவை சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைத்தால் SO_3 மூலக்கூறுகள் H_2SO_4 மூலக்கூறுகளுடன் கூடி பைரோசல்ஃபூரிக் அமிலம் என்ற ஒரு புதிய அமிலம் உண்டா கிறது:



$$H_2SO_4 + SO_3 = H_2S_2O_7$$

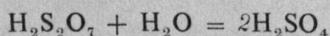
உண்டாகும் கரைசலை (ஓலியம்) குளிரச் செய்யும்போது பைரோசல்ஃபூரிக் அமிலம் 35°C உருகு நிலையைக் கொண்ட நிற மற்ற படிகங்களாக வெளிப்படுகிறது.

பைரோசல்ஃபூரிக் அமிலத்தை சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் முழு மைப் பெருத நீரிலி எனக் கருதலாம்; அதாவது சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் இரண்டுமூலக் கூறுகளிலிருந்து ஒரு நீர் மூலக்கூறு பிரிக்கப்பட்டதனுல் விளைந்த விளைபொருள் எனக்கொள்ளலாம்:



பைரோசல்ஃபூரிக் அமிலம்

உண்மையில் பைரோசல்ஃபூரிக் அமிலம் நீரேற்றம் அடையும் போது சல்ஃபூரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.



$$H_2S_2O_7 + H_2O = 2H_2SO_4$$

பைரோசல்ஃபூரிக் அமிலம் ஒரு ஏற்றி; இது சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் போலவே செயல்படுகிறது. பைரோசல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் சல்ஃபூரிக் அமிலக் கரைசல் (ஓலியம் எனப்படுவது) தொழில் துறையில், எடுத்துக்காட்டாக, பெட்ரோலியம் பொருள் களைச் சுத்தம் செய்வதற்கும், சில சாயங்கள், வெடிப்பொருள்கள் ஆகியவற்றைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கும் வெகுவாகப் பயன் படுகிறது.

பைரோசல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் உப்புகளான **பைரோசல்ஃபேட்டுகளைப்** பெறுவதற்கு அமில உப்புகளைச் சூடு செய்ய வேண்டும்:



$$2KHSO_4 = K_2S_2O_7 + H_2O$$

பைரோசல்ஃபேட்டுகளை அவற்றின் உருகுநிலைக்கு மேலான வெப்பநிலைக்குச் சூடு செய்தால் சிதைந்து, சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடையும் சல்ஃபேட்டுகளையும் தருகின்றன:



$$K_2S_2O_7 = SO_3 + K_2SO_4$$

120. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரித்தல்

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை வாணிக முறையில் தயாரிப்பதற்கு சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடை டிரை ஆக்ஸைடாக ஏற்றி பின் அதனை நீருடன் வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது.

இதற்குத் தேவைப்படும் SO_2 பல முறைகளில் பெறப்படுகிறது. அவற்றுள் ஒன்று, காற்றின் முன்னிலையில் உலோக சல்ஃபைடுகளை முக்கியமாக பைரைட்டை FeS_2 வறுத்தலாகும்.

சோவியத் நாட்டில் குறைந்த தரம் உடைய காப்பர் தாதுக்களை மிதக்கவிட்டு பெறப்பட்ட **மிதக்கும் பைரைட்டும்** மற்றும் மிகை சல்ஃபர் நிலக்கரியை கழுவும்போது பெறப்பட்ட **நிலக்கரி பைரைட்டும்** வறுத்து சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடைப் பெறுவதற்குச் சிறப்பாகத் (தோண்டி எடுக்கப்பட்ட பைரைட்டை விட) தேர்ந்தெடுக்கப்படுகின்றன.

பைரைட்டை எரித்து பெறப்படும் ஃபெரிக் ஆக்ஸைடை எரிகருவிகளினின்று நீக்கி அயர்னை உற்பத்தி செய்யப் பயன்படுத்திக் கொள்ளலாம். சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடும் காற்றும் கலந்த கலவையை பல்வேறு சாதனங்களின் ஊடே வரிசையாகச் செலுத்தி அதிலுள்ள தூசு மற்றும் பிற அசுத்தங்கள் நீக்கப்படுகின்றன.

தூசு மற்றும் தொங்கும் துகள்களை வாயுக்களிலிருந்து நீக்குவதற்கு தற்போது மிகவும் அதிகமாகப் பயன்படுத்தப்படும்முறை நிலை மின் முறையாகும். தூய்மை செய்ய வேண்டிய வாயுக்கள் தூசைப் படியவைக்கும் ஒரு மின் படிவாக்கியினுள் (படம் 80) செலுத்தப்படுகின்றன. இதன் எளிய அமைப்பில் ஒரு மெல்லிய அயர்ன் கம்பியை நடுவில் கொண்ட ஒரு அகலமான வட்டமுடைய அயர்ன் குழாய் உள்ளது. மெல்லிய கம்பி உயர் மின்னழுத்தம் உண்டாக்கும் சாதனத்தின் எதிர்மின்முனையுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. குழாயும் நேர்மின் முனையும் நிலத்துடன் இணைக்கப்படுகின்றன. 200,000 வோல்ட்டுகள் உயர்வான அளவிற்கு மின்னழுத்தங்களில் வித்தியாசம் நேரிடும்போது, கம்பியின் அருகில் மின் புலத்தின் செறிவு அதைச் சுற்றியுள்ள காற்று அயனிக்கும் அளவிற்கு அதிகமாகிறது. இவ்வாறு உண்டான எதிர்மின் சுமை

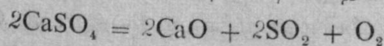
கொண்ட அயனிகள் குழாயின் உட்பரப்பினுலும் நேர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகள் கம்பியினுனும் கவரப்படுகின்றன. அயனிகள் தூசு துகள்களுடன் மோதி அவற்றில் மின்சுமையை உண்டாக்கு கின்றன. அயனியாகச் செய்யும் பகுதி குழாயின் உட்பகுதியில் அவ்வளவு முக்கியத்துவம் உடையது அல்ல. இதற்குப் புறத்தே காணப்படும் பகுதியில் எதிர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகள் மட்டும் இயங்குவதால், மின் தூசு படிவாக்கியினூடே செல்லும் பெரும்பாலான தூசு துகள்கள் எதிர்மின் சுமையைப் பெற்று குழாயின் உட்பரப்பிஞல் கவரப்பட்டு அங்கு படிந்து விடுகின்றன. எதாவது தூசு துகள்கள் நேர்மின் சுமையைப் பெற்றுவிட்டால் அவை எதிர்மின் தன்மை கொண்ட கம்பியின் மீது படிந்துவிடும். நடைமுறையில் எல்லா தூசு துகள்களும் இவ்வாறே படியவைக் கப்படுகின்றன.

சல்ஃபரை எரித்தும் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு பெறப்படுகிறது. இம்முறையில் பெறப்படும் வாயு அசுத்தம் இல்லாமல் இருக்கிறது; எனவே தூய்மைப் படுத்தவேண்டும் என்ற தேவையே இல்லை. ஆகவே சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதை எளிதாக்குகிறது.

அயர்ன் அல்லாத உலோகவியலின் போது வெளிப்படும் கழிவு வாயுக்களில் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு மிகுதியாகக் காணப் படுகிறது. இதன் முக்கியத்துவம் காப்பரை உருக்கிப் பிரித்தலின் போது ஒவ்வொரு டன் காப்பர் உண்டாக்கும்போதும் 7.5 டன் கள் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது என்பதை நோக்கு மிடத்துப் புலனுகும். இந்த அளவு SO_2 பத்து டன்களுக்கும் மேலான அளவு சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைத் தயாரிப்பதற்கும் போது மானதாகும்.

சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு எரி வாயுக்களில், முக்கியமாக, உயர்-சல்ஃபர் நிலக்கரி எரிபொருளாக இருக்கும்போது மிகை யான அளவில் காணப்படுகிறது.

சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடை உண்டாக்குவதற்கு வேறு ஒரு தொடக்கப் பொருளாக இருப்பது இயற்கையில் ஜிப்சம் என்ற பெயரில் காணப்படும் கால்சியம் சல்ஃபேட்டாகும் ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$); மற்றொன்று இதன் நீரிலியாகும் ($CaSO_4$). இக் கனிமங்கள் *1350-1400°C*-ல் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி சிதைகின்றன:



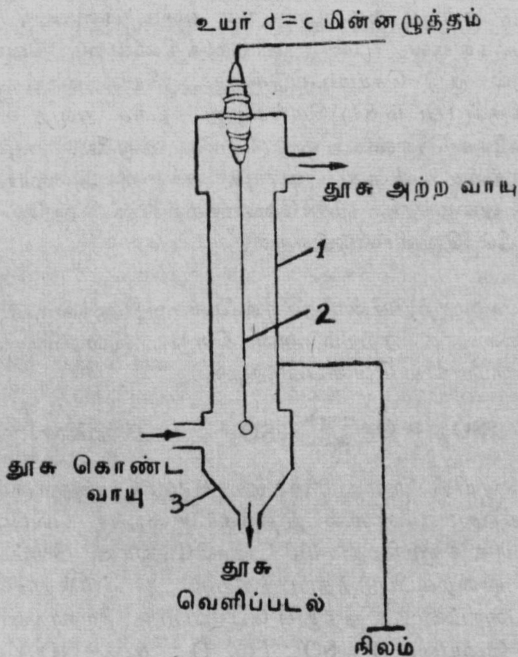
$$2CaSO_4 = 2CaO + 2SO_2 + O_2$$

கால்சியம் சல்ஃபேட்டுடன் நிலக்கரியைச் சேர்ப்பதன் மூலம் சிதையும் வெப்பநிலையைப் பெருமளவுக்கு குறையும்படிச் செய்ய லாம்.

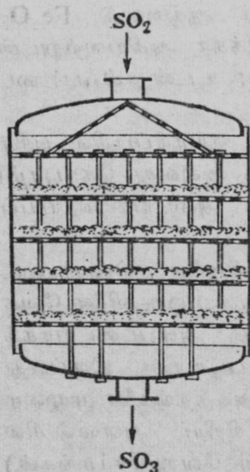
ஜிப்சத்தை உரிய அளவுகளில் ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு Fe_2O_3, அலுமினியம் ஆக்ஸைடு Al_2O_3 மற்றும் சிலிக்கா ஆகியவற்றுடன் கலந்து வறுத்தால் சிமெண்ட் உண்டாகிறது; உடன் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடும் கிடைக்கிறது.

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதில் பரிச முறை அல்லது நைட்ரோசைல் (லெட் அறை அல்லது கோபுரம்) முறையில் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு ஏற்றம் அடையச் செய்யப் படுகிறது.

பரிசமுறை (Contact Process): ஆக்ஸிஜனை சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடுடன் சேர்த்து இவ்வாயுக் கலவையை ஒரு வினை வேக மாற்றியுடன் பரிசம் அடையச் செய்வதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது. இவ்வினையின் முக்கியப் படியாக இருப்பது வினைபுரியும் வாயுக்களுடன் சேர்ந்துள்ள அசுத்தங்களை முழுமையாக நீக்குவதாகும். ஏனெனில் மிகச் சிறிய அளவில் சில பொருள்கள் (ஆர்சினிக், பாஸ்ஃபரஸ் மற்றும் வேறு சேர்மங்கள்) கலந்து இருப்பினும் அவை வினைவேக மாற்றியில் நச்சுத் தன்மையை உண்டாக்கி அதன் வலுவை விரைவில் தடுத்து விடுகின்றன.



படம் 80
மின் தூசு வீழ்படிவாக்கியின் படம்
1. குழாய்; 2. கம்பி; 3. புனல் போன்ற அடிப்பாகம்

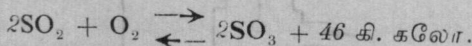


படம் 81
பரிச முறையில் பயனாகும் சாதனம்

சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடை ஏற்றம் அடையச் செய்ய இதற்குமுன் பயன்படுத்தப்பட்டு வந்த வினைவேக மாற்றி பிளாட்டினம் தோய்த்த கல்நார் ஆகும். இப்போது இதற்குப் பதிலாக வனேடியம் பென்டாக்ஸைடு (V_2O_5), மற்றும் பிற வனேடியக சேர்மங்களும் பயன்படுகின்றன. வனேடியம் வினைவேக மாற்றிகள் பிளாட்டினத்தைப் போலவே வலுவுடையன; ஆனால் இவை மலிவாகவும் எளிதில் நச்சுத் தன்மைக்கு உட்படாதவையாகவும் உள்ளன. இதன் காரணமாக வாயுவைத் தூய்மை செய்வதில் உள்ள சிரமம் வெகுவாகக் குறைக்கப்படுகிறது.

பரிச முறையில், அசுத்தங்கள் எல்லாம் நீக்கப்பட்ட பிறகு சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடும் காற்றும் கலந்த வாயுக்கலவை முன் கூட்டியே சூடுசெய்யும் ஒரு சிறப்பான அமைப்பினுள் செல்கிறது. இங்கு வாயுக்கலவை பரிச சாதனத்தினின்று வெளிப்பட்ட வாயுக்களினால் சூடு செய்யப்படுகிறது. பிறகு வாயுக் கலவை பரிச அறைக்குள் (படம் 81) செல்கிறது. பரிச அறை உட்பக்கம் பல குழாய்களைக் கொண்ட ஒரு பெரிய உருளை. குழாய்களில் வினைவேகமாற்றி உள்ளது. வாயுக் கலவை அறையின் மேல் பக்கத்தில் நுழைந்து வினைவேகமாற்றியின் ஊடே சென்று அடிப்பாகத்தில் வெளிப்படுகிறது:

வினைவேக மாற்றியின்மீது சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் அடைகிறது. இவ்வினையின்போது வெப்பம் பெருமளவில் வெளிப்படுகிறது.



$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + 46 \text{ கி. கலோ.}$$

பரிச அறையில் வெப்பநிலை சுமார் 450°C இருக்கும்படி சரி செய்யப்படுகிறது; ஏனெனில் இதற்குக் குறைந்த வெப்பநிலையில் வினை மெதுவாக நிகழ்கிறது. 450°C-க்கு மேலான வெப்பநிலையில் பின்வினை விரைவுப்படுத்தப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, 700°C-ல் பைரைட்டை வறுத்துப் பெறப்படும் சாதாரண வாயுக் கலவையின் இயைபை (7% SO_2; 11% O_2; 82% NO_2) எடுத்துக் கொண்டால் 15% SO_2 மட்டும்தான் சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது. கலவையில் ஆக்ஸிஜன் அளவை உயர்த்தினால்,

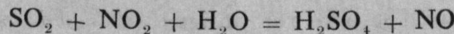
வினையின் சமநிலை வலது பக்கம் பெயர்ச்சி அடைந்து அதிக அளவு SO_3 உண்டாகிறது. நடைமுறையில் 450°C-ல் வாயுக் கலவை மிகையான அளவு ஆக்ஸிஜனைப் பெற்றிருப்பின், சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடாக மாறுவது 95-97 விழுக்காட்டிற்கு உயர்வாக உள்ளது.

பரிச அறையில உண்டான சல்பர் டிரை ஆக்ஸைடை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் (96-98%) ஊடே பூரிதம் அடையும் அளவிற்குச் செலுத்தி ஓலியம் பெறப்படுகிறது. ஓலியத்துடன் நீரைச் சேர்த்து தேவைப்படும் அடர்வுடைய மிகவும் தூய சல்பூரிக் அமிலத்தைப் பெறலாம்.

சல்ஃபூரிக் அமிலம் உருஷ்யாவில் முதன் முதலாக பரிச முறையில் பீட்டர்ஸ்பர்கிலுள்ள டென்டெலிவ் (இப்போது கிராஸ்னிஹிமிக் தொட்டி) தொட்டியில் தயாரிக்கப்பட்டது. இந்த தொட்டியைச் சேர்ந்த வேதியியல் வல்லுநரால் அமைக்கப்பட்ட 'டென்டெலிவ் அமைப்பு' அந்தக் காலத்தில் இருந்த அமைப்புகளில் மிகவும் முதன்மை வாய்ந்ததாகவும் உலகப் புகழ் பெற்றதாகவும் இருந்தது. இந்த அமைப்பு முறையைக்கொண்ட பரிசத்தொட்டிகள் ஜப்பான், அமெரிக்க ஐக்கிய நாடுகள் மற்றும் பல்வேறு நாடுகளில் அமைக்கப்பட்டன.

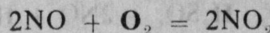
லெட்-அறை முறை: சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குவதற்கான பரிச முறை மிக அண்மைக் காலத்தில்தான் புகுத்தப்பட்டது. இதற்கு முன் சல்ஃபூரிக் அமிலம் லெட் அறை முறையில் தான் தயாரிக்கப்பட்டு வந்தது. இம்முறையில் முக்கியமாக நீரின் முன்னிலையில் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடினால் ஏற்றம் அடையச் செய்யப்படுகிறது.

தேவைப்படும் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு நைட்ரிக் அமிலத்திலிருந்து பெறப்படுகிறது; சிவந்த பழுப்புநிறமுடைய வாயு சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு வாயுவுடன் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி வினைபுரிகிறது:



$$SO_2 + NO_2 + H_2O = H_2SO_4 + NO$$

ஒரு பகுதி ஆக்ஸிஜனை சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடுக்கு வழங்கிவிட்டு நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு நிறமற்ற நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு வாயுவாக மாறுகிறது. பின்னது காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடை மீண்டும் உண்டாக்குவதில் மிகச் சிறப்பாகச் செயல்படக் கூடியதாகும்:



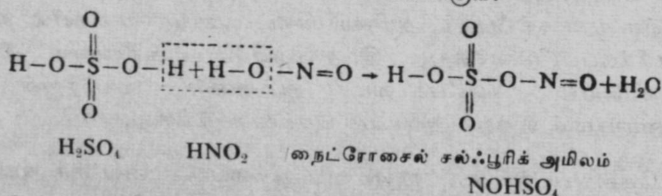
$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

இது மேலும் சல்ஃபர் டை ஆகஸைடை ஏற்றம் அடையச் செய்யப் பயன்படுகிறது.

ஆகவே, கொள்கை அளவில் சல்ஃபூரிக் அமிலம் உற்பத்தி செய்வதில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு பயன்படுவதில்லை; எனவே, நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை, சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு ஏற்றம் அடைவதை விரைவாக்கச் செய்யும் வினைவேக மாற்றி எனக் கூறலாம் (பிரிவு 122).

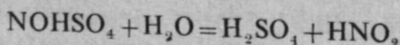
சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உற்பத்தி செய்வதற்கான லெட்-அறை முறையைத் தொழில் நுணுக்கத்துடன் அறைகளில் அல்லது கோபுரங்களில் நிகழும்படிச் செய்யலாம். அறைகளைப் பயன் படுத்துவது வழக்கிறந்து போய்விட்டதால், வினை கோபுரங்களில் நிகழ்வதாக விவரிப்பதோடு நிறுத்திக் கொள்வோம்.

படம் 82 ஒரு கோபுர அமைப்பின் விளக்கப்படமாகும். பைரைட் அடுப்புகளிலிருந்து வெளிவரும் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடைக் கொண்ட சூடான வாயுக்களிலிருந்து தூசிகளை நீக்கிப்பின் குளோவர் கோபுரங்களின் (I,II) ஊடே செலுத்தப் படுகிறது. இக் கோபுரங்களில் அமிலத்தினல் பாதிக்கப்படாத ஓடுகள் நிரப்பப்பட்டுள்ளன. இவற்றின் மேலே **நைட்ர் அமிலம்** எனப்படும் அமிலம் கசிந்து ஒழுகுகிறது. நைட்ர் அமிலம் என்பது **நைட்ரோசைல்** சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் $NOHSO_4$ சல்ஃபூரிக் அமிலக் கரைசலாகும். இது அமைப்பில் சல்ஃபூரிக் மற்றும் நைட்ரஸ் (HNO_2) அமிலங்களினுடைய ஒரு கலந்த நீரிலி என்பது கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டை நோக்கின் விளங்கும்.



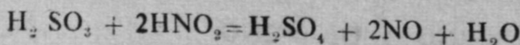
H_2SO_4 HNO_2 நைட்ரோசைல் சல்ஃபூரிக் அமிலம் $NOHSO_4$

கோபுரங்கள் I மற்றும் II-ல் நைட்ர் அமிலத்தைச் செலுத்து வதோடு அல்லாமல் நீரும் செலுத்தப்படுகிறது. வாயுக்களின் உயர் வெப்பநிலை காரணமாக, நைட்ரோசைல் சல்ஃபூரிக் அமிலம் நீராற் பகுப்படைந்து நைட்ரஸ் மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலங்களைத் தருகிறது:

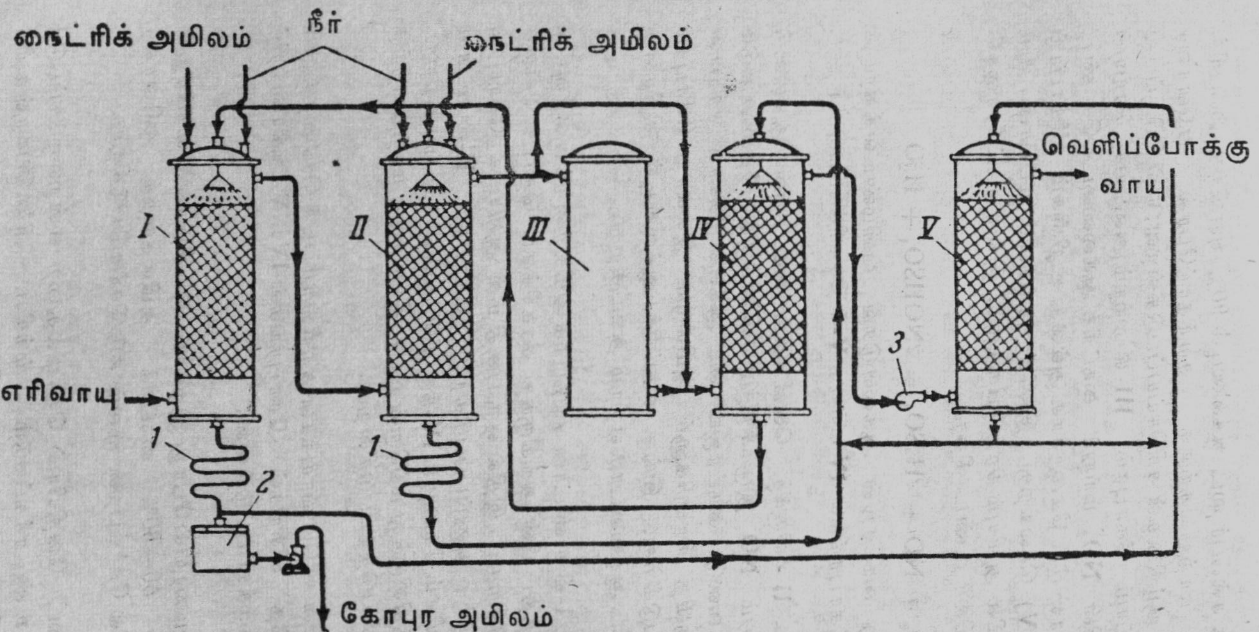


$$NOHSO_4 + H_2O = H_2SO_4 + HNO_2$$

சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு நீருடன் கூடுவதால் உண்டாகும் சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தை நைட்ரஸ் அமிலம் சல்ஃபூரிக் அமிலமாக ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.



$$H_2SO_3 + 2HNO_2 = H_2SO_4 + 2NO + H_2O$$

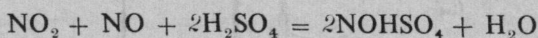


படம் 82

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கான கோபுர தொட்டி விளக்கப் படம்

I மற்றும் II— குலோவர் கோபுரங்கள்; III நிலைக்கச் செய்யும் கோபுரம்; IV மற்றும் V கே-லூசாக் கோபுரங்கள்; 1. குளிர்வூட்டிகள்; 2. சேகரிக்கும் தொட்டி; 3. விசிறி

தொடக்க சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடில் 90% அளவிற்குசல்ஃபூரிக் அமிலமாக மாற்றுவதற்குத் தகுந்தாற்போல் குளோவர் கோபுரத்தில் சூழ்நிலைகள் சரிசெய்யப்படுகின்றன; எஞ்சியிருப்பது நிலைக்கச் செய்யும் கோபுரம் III-ல் ஏற்றம் அடையச் செய்யப் படுகிறது. பின் NO_2 மற்றும் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைக் கொண்ட வாயுக்கள் இரண்டு கே.லூசாக் அல்லது உறிஞ்சும் கோபுரங் களுக்குச்(IV, V) செல்கிறது. இக்கோபுரங்களில் மட்பாண்டமும் சல்ஃபூரிக் அமில ஆவியும் நிரம்பியிருக்கும். இங்கு நைட்ரோசைல் சல்ஃபூரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.



$$NO_2 + NO + 2H_2SO_4 = 2NOHSO_4 + H_2O$$

இவ்வாறு நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் வளிமண்டலத்திற்குச் செல்லாமல் கோபுரங்கள் IV மற்றும் V-ல் சேகரிக்கப்படுகின்றன.

கோபுரம் II - லிருந்து வெளிவரும் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடு களில் பெரிதும் NO இருக்கிறது. வினைக்குத் தேவைப்படும் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு, நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடுக்கான சரியான விகிதம் எந்தவித நிரப்பிகளும் அமிலமும் இல்லாத கோபுரம் III-ல் பெறப்படுகிறது. இங்கு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடில் சிறிதளவு நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் அடைகிறது.

கோபுரம் I-ல் உண்டான சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைக் குளிர்வூட்டி 1-க்குச் செலுத்திப் பின் அங்கிருந்து சேகரிக்கும் தொட்டி 2-க்குச் செலுத்தப்படுகிறது. இதில் ஒரு பகுதி மீள் ஆவியாக கோபுரம் V-க்கு மீண்டும் அனுப்பப்படுகிறது. கோபுரம் II-ல் உள்ள சல்ஃபூரிக் அமிலம் கோபுரம் IV-க்கு மீள் ஆவியாகப் பயணிகிறது. ஒரு கோபுரத்திலிருந்து மற்றொன்றிற்கு திரவத்தை மாற்றுவதற்கு பம்புகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

அமைப்பின் ஊடே வாயுக்கள் சுற்றிவரும்படிச் செய்வதற்காக சக்தி வாய்ந்த விசிறிகள் கோபுரங்கள் IV, V ஆகியவற்றிற் கிடையே அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

கோபுர முறையின்போது இழக்கப்படும் சிறிதளவு நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் 50—60% நைட்ரிக் அமிலத்தைக் குளோவர் கோபுரங்களில் சேர்ப்பதன் மூலம் ஈடு செய்யப்படுகிறது.

அடிப்படை வேதியியல் தொழில்துறை என்றழைக்கப்படும் துறையில் உண்டாக்கப்படும் முக்கிய வினைபொருள்களில் சல்ஃபூரிக் அமிலமும் ஒன்றாகும். அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள், கனிம உரப்பொருள்கள் மற்றும் குளோரின் ஆகியவை இத்துறை

யில் உண்டாக்கப்படும் பிறபொருள்களுள் அடங்கும். சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைத் தயாரிக்கும் அளவிற்கு வேறு எந்த ஒரு வேதியியப் பொருளும் தயாரிக்கப்படுவதில்லை. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை மிகை யான அளவிற்குப் பயன்படுத்திக் கொள்வது கனி உரப் பொருள் தொழிற்சாலையாகும் (எடுத்துக்காட்டாக, சூப்பர்பாஸ்பேட், அம்மோனியம் சல்ஃபேட் தொழிற்சாலைகள்). இவ்வமிலம், பெரும்பாலும் மற்ற எல்லா அமிலங்களையும் அவற்றின் உப்புகளிலிருந்து தயாரிப்பதற்கும், மிகையான அளவில் கரிமத் தொகுப்பு முறையில் வெடி பொருள்களை உண்டாக்குவதற்கும், மண்ணெண்ணெய், கனிம எண்ணெய்கள், மற்றும் கல்கரி அடுப்பு விளைபொருள்களை (பென்சீன், டொலுவின்) சுத்தம் செய்வதற்கும், பலவகைத் துத்தங்களைத் தயாரிப்பதற்கும், சாயங்களைப் பெருமளவில் உற்பத்தி செய்வ தற்கும், ஃபெரஸ் உலோகங்களினின்று படிவுகளை நீக்கவும் பயன்படுகிறது. முதலாளித்துவ நாடுகளில் மட்டும் 1960-ல் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் அளவு (100% அமிலம்) 41 மில்லியன் டன்களாக இருந்தது.

அக்டோபர் சமுதாயப் பொதுவுடைமைப் புரட்சிக்கு முன் பிற நாடுகளுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும்போது ருஷியாவில் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் அளவு மிக மிகக் குறைவானதாகும். அப்போதிருந்த சிறிய அளவு சல்ஃபூரிக் அமிலத் தொட்டிகள் பெரிதும் இறக்குமதி செய்யப்பட்ட பைரைட்டையே எரித்து வந்தன. 1913-ல் எல்லா தொட்டிகளின் மொத்த உற்பத்தி அளவு சுமார் 145,000 டன்களேயாகும்.

சமுதாயப் பொதுவுடைமைப் புரட்சி, நிலைமையை முற்றிலும் புதிய முறையில் மாற்றிவிட்டது. பழைய தொட்டிகள் யாவும் விரிவாக்கப்பட்டு வசதியுடையவைகளாகச் செய்யப்பட்டன. சல்ஃபூரிக் அமிலத் தொழிற்சாலைக்குத் தேவையான பல மூலப் பொருள்கள் உண்டாக்கப்பட்டு பல புதிய தொட்டிகள் நிறுவப் பட்டன. இதனால் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் உற்பத்தி அளவு பெரிதும் அதிகரிக்கப்பட்டது. உற்பத்தி அளவு:

1940-ல் 1,587 ஆயிரம் டன்கள்

1954-ல் 3,292 ஆயிரம் டன்கள்

1964-ல் 7,647 ஆயிரம் டன்கள்

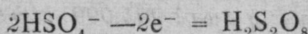
1967-ல் 9,740 ஆயிரம் டன்கள்

சோவியத் நாட்டின் சல்ஃபூரிக் அமிலத தொழில் துறையின் வளர்ச்சி காரணமாக புதிய வகைக் கோபுரங்கள் மற்றும் பரிச அமைப்பு முறைகள் நிறுவப்பட்டன. முன்பு இருந்த அறை அமைப்புகள் எல்லாம் இப்போது கோபுர அமைப்புகளினுல் நீக்கப்பட்டுள்ளன. சல்ஃபூரிக் அமில தொட்டிகளின் அடுப்புப் பகுதிகள் எல்லாம் சக்தி வாய்ந்த இயந்திர அடுப்புகள் கொண்டு வசதி செய்யப்பட்டுள்ளன. மற்றும் பைரைட் மிதக்கும் அடர்ப்பிகளுக்கு தனித் தன்மை வாய்ந்த நெகிழ்—திண்ம படுக்கை வறுகருவிகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. தனிம சல்ஃபர், உலோகவியலில் உண்டாகும் கழிவு வாயுக்கள் மற்றும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு ஆகியவை சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்குத் தொடக்கப் பொருள்களாகப் பயன்படுவது ஆண்டுக்கு ஆண்டு அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது.

ஆக்ஸிஜனைப் பயன்படுத்துதல், பைரைட்டுகளை நெகிழும் படுக்கையில் வறுத்தல் ('fluidized bed' roasting of pyrites) ஆகியவற்றின் மூலம் சல்ஃபூரிக் அமிலம் உற்பத்தி செய்வதில் அதிக வாய்ப்புகள் வழங்கப்படுகின்றன.

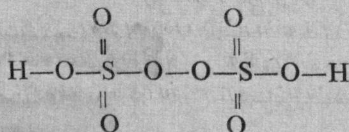
121 பெர்சல்ஃபூரிக் அமிலம் $H_2S_2O_8$

மின்சாரத்தை 50% சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் ஊடே செலுத்திஞல், ஹைட்ரஜன் எதிர்மின் முனையில் விடுவிக்கப்படுகிறது; HSO_4^- அயனிகள் நேர்மின் முனையில் மின் சுமைகளை இழந்து, இணைகளாகக் கூடி பெர்சல்ஃபூரிக் அமிலம் உண்டாகிறது:



$$2HSO_4^- - 2e^- = H_2S_2O_8$$

பெர்சல்ஃபூரிக் அமிலம் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் பெறுதியாகும், மின் வேதி முறையில் பின்னதைத் தயாரிக்கும் போது இது ஒரு இடைநிலைப் பொருளாகக் கிடைக்கிறது. இதன் அமைப்பைக் கீழ்க்கண்ட வாய்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம்:



ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடில் இருப்பதுபோல, இங்கேயும் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்களும் ஒரு சகப் பிணைப்பு மூலம் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. இதுவே பெராக்ஸைடுக்குரிய 'சங்கிலி' ஆகும். இதுபோன்ற அமிலங்களைப் பொதுவாக **பெர் அமிலங்கள்** என்கிறோம். பெர் அமிலங்கள் சல்ஃபருக்கு மட்டும் அல்லாமல் பல்வேறு தனிமங்களுக்கும் பெறப்படுகிறது.

பெர் அமிலங்களைப் பற்றி மிகவும் விரிவான முறையில் ரஷியாவைச் சேர்ந்த பைசார்சிவிஷ்கி என்பர் ஆய்ந்து அறிந்துள்ளார். இவரது கண்டுப்பிடிப்புகளுக்காக வேதியியல் மிகவும் கடமைப்பட்டுள்ளது.[1]

பெர் அமிலங்களின் மூலக்கூறுகளில் பெராக்ஸைடு சங்கிலி இருப்பதால், எல்லா பெர் அமிலங்களும் பெராக்ஸைடுகளைப் போலவே தீவிர ஏற்றப் பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன.

பெர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் உப்புகளான பெர்சல்ஃபேட்டுகள் சில தொழில் நுணுக்கங்களுக்கும், நிறம் நீக்கும் கரணிகளாகவும் பயன்படுகின்றன.

122. வினைவேக மாற்றம்

வினைவேக மாற்றிகளின் செயலின் அடிப்படையில் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உற்பத்தி செய்வதற்குப் பயன்படும் தொழில் நுணுக்க முறைகளை நோக்குமிடத்து வேதியியலில் வினைவேக மாற்றியின் பங்கு எவ்வளவு முக்கியம் வாய்ந்தது என்பது புலனாகும். இந்தப் பத்தியில் வினைவேக மாற்றியைச் சார்ந்த வினைமுறைகளைப் பற்றி மேலும் விரிவாகக் காணலாம்.

பத்தொன்பதாவது நூற்றாண்டிலேயே பல்வேறு வெளிப்பொருள்கள் வேதி வினைகளின் வேக வீதங்களை எவ்வாறு பாதிக்கின்றன எனக் கண்டறியப்பட்டு விட்டது. *1811*-ல் உருஷியன் அறிவியல் நிபுணர் **K.** கிர்ச்சாஃப் ஸ்டார்ச் சர்க்கரையாவதை சல்ஃபூரிக் அமிலம் துரிதமடையச் செய்கிறது என்பதை நிரூபித்துக் காட்டினார். *1835*-ல் பெர்சிலியஸ் என்பவர் இதுபோன்ற பொருள்களுக்கு **'வினைவேக மாற்றி'** **(Catalyst)** என்ற பெயரை வழங்கினார். இப்பெயர் இப்போது நம்மிடத்தே பழகிய ஒன்றாகி விட்டது. வினைவேக மாற்றிகள் வினையின்போது உண்டாகும் விளைபொருள்களினுடைய இயைபில் எவ்வித பங்கையும் பெற்றில்லாமல் இருப்பதால், இவை வினையில் நேரிடையாகப் பங்கு பெறாமல் தம்முடைய முன்னிலையில் பிற பொருள்களினுடைய வேதியிய வலுவைத் தூண்டி விடுகின்றன

[1] பைசார்சிவிஷ்கி லீவ் வலாடிமிரோவிச் (1874-1938) ஒருபுகழ் வாய்ந்த அறிவியல் வல்லுனரும், ஆசிரியரும் ஆவர். இயற்பியலின் சாதனைகளை மிகவும் துணிவாக வேதிவினை முறைகளை ஆய்ந்து விளக்குவதற்காகப் பயன்படுத்தியவர். இவருடைய முக்கிய ஆய்வுகள் பெராக்ஸைடுகள், பெர் அமிலங்கள் கரைசல்களின் கொள்கையை விரிவாக்கல், வேதியியலில் எலெக்ட்ரான் கொள்கையின் பயன்பாடு மற்றும் கால்வனிக் ஸெல்களில் மின்சாரம் உண்டாதல் கொள்கையை மேலும் விரிவாக்கல் ஆகியவற்றைப் பற்றியதாகும்.

என பெர்சிலியஸ் கருதினர். எனவே, வினைபொருள்களுடன் எவ்வித இடையீட்டையும் கொள்ளாமல் வினையின் வேக வீதத்தை மாற்றுகின்ற வியக்கத்தக்க திறமை வினைவேக மாற்றிகளுக்கு உண்டு எனக்கூறினர்.

இரசவாதிகளினுடைய விந்தையான சிந்தாமணி (Philosopher's stone) என்னும் கல்லுடன் ஒத்துள்ள வினைவேக மாற்றிகள் பற்றிய பெர்சிலியசின் கருத்துகள் அவரது காலத்திலிருந்த பல நடுத்தர வகுப்பு கருத்தியல் நோக்கு கொண்ட அறிவியல் வல்லுனர்களாலும் பகிர்ந்து கொள்ளப்பட்டன. இக் கருத்துக்கள் உண்மையல்ல என்பது தெளிவு. எல்லா இயற்கை இயற்பாடுகளும் பொருளுக்கே உரிய இயக்கத்தினல் உண்டாவதாகும். இவ்வியக்கமின்றி பொருள் நிலவியிருக்கிறது என்பதை நினைத்துக் கூட பார்க்க முடியாது. இக்காரணத்தினல், வினைவேக மாற்ற இயற்பாட்டிற்கான விளக்கம் பொருள்களின் பண்புகள் அல்லாத விசைகளைச் சார்ந்து இல்லாமல், பொருளின் பண்புகளை, அதாவது வினைவேக மாற்ற வினையில் பங்கு பெற்றுள்ள எல்லா பொருள்களின் இடையீட்டுச் செயல்களையும் சார்ந்து இருக்க வேண்டும் என அறியப்படுகிறது.

வினைவேக மாற்றி என்பது ஒரு வினைக்கு வெளிப் பொருளாகாது; மாருக வினையில் மிகத் தீவிரமாகப் பங்கு கொள்ளும் பொருளாகும். வினைவேக மாற்றி வினைப் பொருள்களுடன் நேரிடையாக இடையீடு கொள்கிறது என்பது பல சோதனைகள் மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது.

இக்காரணங்களினல், **வினைவேக மாற்றிகள் என்ற சொல், வினையில் நேரிடையாகப் பங்கு பெற்ற போதிலும், வினைக்குப்பின் வேதி முறையிலும் அளவிலும் எவ்வித மாற்றத்தையும் பெருமல் வினையின் திசை வேகத்தை மட்டும் மாற்றும் பொருள்களுக்கு பயன்படுத்தப்படுகிறது.**

மேற்கண்ட வரைவிலக்கணத்திலிருந்து, வினைவேக மாற்றி இன்றி நிகழாத ஒரு வினையை வினைவேக மாற்றியால் நடைபெறச் செய்ய முடியாது என அறிகிரும். உண்மையில், வினைவேக மாற்றி இல்லாத சமயத்தில் வினை நிகழாதது போலத் தோன்றுகின்ற பல வினைகள் அளக்க முடியாத அளவிற்கு மிகவும் குறைந்த வேக வீதத்துடன் நிகழ்கின்றன என்பது பின்னர் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது.

பொதுவாக, வினைவேக மாற்றி ஒரு வினையின் வேக வீதத்தை அதிகரிக்கச் செய்யும். ஆனல், சில வினைகளின் வேக

வீதம் சில வெளிப் பொருள்களின் முன்னிலையில் குறைக்கப்படு கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் சல்ஃபைடு கரைசலுடன் சிறிது கிளிசரின், சர்க்கரை அல்லது ஆல்கஹாலை சேர்த்தால் அது ஆக்ஸிஜனுல் ஏற்றம் அடைவது வெகுவாக தடுக்கப்படு கிறது. இதே பொருள்கள் வேறு சில உப்புகளின் கரைசல் களுடனும் இதே பண்பைக் காட்டுகின்றன. இப்பொருள்களை எதிர் வினைவேக மாற்றிகள் (negative catalysts) அல்லது தடுக்கும் பொருள்கள் (inhibitors) என்கிறோம்.

பல வினைவேக மாற்ற வினைகளை நோக்குமிடத்து எல்லா வினைகளுக்கும் ஒரு பொதுவான வினைவேக மாற்றி கிடையாது என அறியப்படுகிறது; வினைவேக மாற்றிகளின் வினைவேக மாற்றத் தன்மை மிகவும் தனிச் சிறப்புடையதாகும். நீரை ஒரு பொதுவான எல்லாவற்றிற்கும் உரிய வினைவேக மாற்றியாகக் கொள்ளலாம்; ஏனெனில் பல வினைகளுக்கு குறைந்தது சில துளி நீராவது இன்றியமையாததாக உள்ளது. இருப்பினும் நீரின் முன்னிலையில் வினையின் வேகம் குறைவது அல்லது முழுமை யாக தடைபட்டுப்போகும் பல வினைகளும் உண்டு. எடுத்துக் காட்டாக, முழுமையாக உலர்ந்த கார்பன் டை ஆக்ஸைடு புற ஊதாக் கதிர்களினுல் சிதைந்து கார்பன் மோனுக்ஸைடையும் ஆக்ஸிஜனையும் உண்டாக்குகிறது; ஆனுல் ஈரமான வாயு சிதைவ தில்லை. ஆகவே, நீரையும் ஒரு பொதுவான வினைவேக மாற்றி எனக் கருத முடியாது.

வினைவேக மாற்றியின் எந்தப் பண்புகள் ஒரு வினைக்கோ அல்லது மற்ருெரு வினைக்கோ அதனை தகுந்ததாகச் செய்கிறது என்பது இன்னும் நிறுவப்படவில்லை. சில சமயங்கள் ஒன்றிற்கு ஒன்று எந்தவித ஒற்றுமையையும் பெற்றில்லாத வெவ்வேறு பொருள்களைக் கொண்டு ஒரே வினையை ஊக்கிவிக்க முடிகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடை சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் பெறச் செய்ய பிளாட்டினம், வனேடியம் பென்டாக்ஸைடு V_2O_5 ஆகிய இரண்டுமே பயன்படுகின்றன. மேலும் மிகவும் ஒத்த வேதி வினைகளில் வினைவேக மாற்றிகள் செயல்படும் விதத்தில் எந்த வித ஒற்றுமையையும் கண்டறிய முடிவதில்லை. எனவே, எடுத்துக்கொண்ட எந்த ஒரு வினைக்கும் தகுந்த ஒரு வினைவேக மாற்றியை தேர்ந்தெடுப்பதென்பது மிகவும் சிரமமாக உள்ளது.

வினைவேக மாற்றத்தைச் சரியான விதிகளுக்குள் இதுவரை கட்டுப்படுத்த முடியாவிட்டாலும், ஏற்கனவே நன்கு நிறுவப்பட்ட

சில தொடர்புகளைக் கவனிக்கலாம். அவற்றுள் மிகவும் முக்கிய மானவை இரண்டாகும்: (1) ஒரு படித்தான ஊடகத்தில் வினைவேக மாற்றியின் செயல்திறம் அதன் அடர்வுடன் நேர் விகிதம் சமமாய் உள்ளது; (2) மீள் வினைகளின் சமநிலையை வினைவேக மாற்றி பாதிக்கச் செய்வதில்லை; ஏனெனில் இது முன்வினை மற்றும் பின்வினையின் திசை வேகங்களைச் சமமாக மாற்றுகிறது.

தற்போது இரண்டு வகையான வினைவேக மாற்றங்களைப் பிரித்து அறிகிறோம். அவை ஒரு படித்தான வினைவேக மாற்றம் மற்றும் பலபடித்தான வினைவேக மாற்றம் என்பனவாகும்.

வினை பொருள்களும் வினைவேக மாற்றியும் ஒரே நிலைமையில் (phase) இருப்பின், வினைவேக மாற்றத்தை **ஒரு படித்தானது** என்கிறோம். கரைந்துள்ள பொருள்களுக்கிடையே நிகழும் பல வினைகளை ஹைட்ரஜன் அயனிகள் ஊக்குவிப்பது இதற்கு ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும். வினைவேக மாற்றியும் வினை பொருள்களும் வெவ்வேறு நிலைமைகளில் இருப்பின் அதாவது பிளாட்டினம் தோய்த்த கல்நார் முன்னிலையில் ஹைட்ரஜனுக்கும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் இடையே நிகழும் வினையில் இருப்பது போல இருப்பின் வினைவேக மாற்றத்தைப் **பல படித்தானது** என்கிறோம்.

பலவகைப்பட்ட இயற்பாட்டை ஒருங்கிணைத்து வினைவேக மாற்றம் எனக் கொண்டிருப்பதால், இவையாவும் ஒரே பொதுவான காரணத்தினால்தான் உண்டானது என எதிர்பார்ப்பது கடினம்; உண்மையில், வெவ்வேறு வகைக்கு வெவ்வேறு காரணங்கள் இருக்கலாம். வினைவேக மாற்றிகளின் செயலை விளக்குவதற்காகப் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படும் இரண்டு மிக முக்கிய கொள்கைகளைப் பற்றி ஆய்வோம்.

ஒரு படித்தான வினைவேக மாற்றத்தில் பங்கு கொண்டுள்ள வினைவேக மாற்றிகளின் முடுக்கத் திறனை பொதுவாக இடைநிலை வினைகளின் கொள்கையைக் கொண்டு விளக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக,

$$A + B = AB$$

போன்ற ஒரு வினை மிகவும் மெதுவாக நடைபெறலாம்; ஆனால் ஒரு வினைவேக மாற்றி K-யின் முன்னிலையில் பின்கண்ட வினைகள் மிகவும் வேகமாக நிகழ்கின்றன:

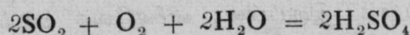
$$A + K = AK \qquad (1)$$

$$AK + B = AB + K \qquad (2)$$

$$\overline{A + B + (K) = AB + (K)}$$

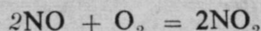
வினையில் நீண்ட நேரம் வினைவேக மாற்றி எந்தவித மாற்றத்தையும் பெறாமல் இருக்கிறது என்பதற்கான சிறந்ததொரு விளக்கத்தை இச்சமன்பாடுகள் வழங்குகின்றன. மேலும் இது வினைவேக மாற்றியின் செயல்தன்மை அதன் அளவுடன் நேர் விகிதச் சமமாய் உள்ளது என்ற உண்மையுடனும் ஏற்புடையதாக இருக்கிறது [வினை (*1*)-ன் வேக வீதம் K–யினுடைய அடர்வுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் இருப்பதால்].

பலவினைகளில் **AK** போன்ற இடைநிலைச் சேர்மங்கள் மேற்கண்டபடி உண்டாவதைச் சோதனை மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. இது இக் கொள்கையின் உண்மையை சோதித்துப் பார்ப்பதாக உள்ளது. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உற்பத்தி செய்யும் லெட்-அறை முறை ஒரு விளக்கமான எடுத்துக்காட்டாகும். வினைவேக மாற்றி இல்லாமல் வினை மிகவும்:

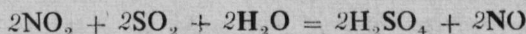


$$2SO_2 + O_2 + 2H_2O = 2H_2SO_4$$

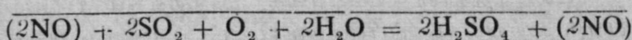
மெதுவாக நிகழ்கிறது. ஆனால் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில் கீழ்க்கண்ட வினைகள் வேகமாக நடைபெறுகின்றன:



$$2NO + O_2 = 2NO_2$$



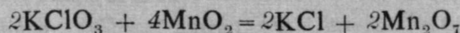
$$2NO_2 + 2SO_2 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + 2NO$$



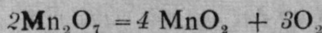
$$(2NO) + 2SO_2 + O_2 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + (2NO)$$

இதன் காரணமாக வினைவேக மாற்றி நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் அளவு மாறாமல் இருக்கிறது.

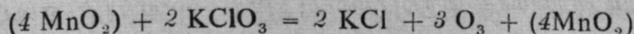
இடைநிலை சேர்மங்கள் உண்டாவதற்குக் காரணமாக சில பலபடித்தான வினைவேக மாற்றத்தையும் எடுத்துக்கொள்ளலாம். எடுத்துக்காட்டாக, பொட்டாசியம் குளோரேட் சிதைவதை முடுக்கிவிடும் படிகவடித்தான மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடு வினையின் காரணமாக நுண் தூளாக்கப்படுகிறது. இதன் அடிப்படையில் உப்பு இரண்டு படிகளில் சிதைகிறது என வைத்துக் கொள்ளப்படுகிறது:



$$2KClO_3 + 4MnO_2 = 2KCl + 2Mn_2O_7$$



$$2Mn_2O_7 = 4\ MnO_2 + 3O_2$$



$$(4\ MnO_2) + 2\ KClO_3 = 2\ KCl + 3\ O_3 + (4MnO_2)$$

இங்கு உண்டாகும் இடைநிலைப் பொருள் மாங்கனீசின் நிலையற்ற உயர் ஆக்ஸைடு Mn_2O_7 ஆகும்.

இருப்பினும், பலபடித்தான வினைவேக மாற்றத்தில் முக்கிய பங்கைப் பெற்றிருப்பது, சிறப்பான வினைவேக மாற்றி திண்ம நிலையிலும் வினைபொருள்கள் கரைசலாகவும் அல்லது வாயு நிலையிலும் இருப்பின், **பரப்புக் கவர்ச்சியாகும் (adsorption)**, அதாவது வினைவேக மாற்றி அதன் புறப்பரப்பில் வினைபொருள்களின் மூலக்கூறுகளை ஊன்றிக் கொள்வதாகும். வினைவேக மாற்றியின் பரப்பில் வினைபொருள்களின் அடர் அதிகரிப்பதுவே வினையின் வேக வீதத்தை அதிகரிக்கச் செய்யவேண்டும்; ஆனல் இவ்வகை வினைகளில் வினையின் வேகம் வெகுவாக அதிகரிக்கிறது எனக் கண்டறிந்ததை விளக்குவதற்கு இது போதுமானதாக இல்லை. மேலும், பரப்புக் கவர்ச்சிக் காரணமாக அடர்வு அதிகமாவது மட்டும் காரணமாக இருப்பின், வினைவேக மாற்றியின் தனிச் செயல் திறனுக்கு விளக்கம் காண முடியாது. ஆகவே, வினைவேக மாற்றியின் வெளிப் புலத்தின் விசையின் செயலினல் கவரப்பட்ட மூலக்கூறுகளின் வலிவுத்தன்மையில் அதிகரிப்பு உண்டாவது தான் வினையை முடுக்கி வைப்பதற்கு முக்கியக் காரணமாக உள்ளது எனக் கருதப்படுகிறது.

பலபடித்தான வினைவேக மாற்றத்தில் பரிசம் நிகழ்தலின் பங்கு மற்றும் பரப்பில் கவரப்பட்ட மூலக்கூறுகளின் வலிவுத் தன்மை அதிகரிப்பதற்கான காரணங்கள் ஆகியவற்றிற்கான விளக்கத்தை மெண்டலீவ் (*1886*) வழங்கியுள்ளார். 'பொருள்களுக்கு இடையே பரிசம் நிகழும் இடங்களில் துகள்களில் உள்ள அணுக்களின் உள் இயக்கநிலை மாறுகிறது என்றும், இந்நிலையே வேதி வினைகளை நடத்துவதற்குக் காரணமாக உள்ளது என்றும்' முதன் முதலாக தம் கருத்தைத் தெரிவித்தார். வேருெரு புகழ் வாய்ந்த இரஷிய அறிவியல் வல்லுனரான செலின்ஸ்கி சோதனைகளின் அடிப்படையில் இக்கருத்தை மேலும் விரிவாக்கி பலபடித்தான வினைவேக மாற்றத்தின் தன்மையைப் பற்றிய பல புதுக்கொள்கைகளை வெளியிட்டார். இவர் வினைபொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் வடிவத்தில் உண்டாகும் மாற்றத்திற்கும் மற்றும் வினைவேக மாற்றியுடன் பரிசம் கொள்வதனல் அவற்றின் பிணைப்புகளில் உண்டாகும் திரிபுக்கும் அதிக முக்கியத்துவம் கொடுத்தார். வினைவேக மாற்றி அதன் பரப்பில் எல்லா இடங்களிலும் வீரியமாக இருப்பதில்லை; வீரிய மையங்கள் எனப்படும்

சில இடங்களில் மட்டும் தான் வலுவுடன் காணப்படுகின்றன என்றும் கண்டறிந்தார்.[1] செலின்ஸ்கியின் கருத்துப்படி, வினைவேக மாற்றியின் படிகக்கூட்டின் பரப்பின்மீது சில குறிப்பிட்ட இடங்களில் மட்டும் மூலக்கூறுகள் ஊன்றுகைப் பெறுவது 'பல படித்தான வினைவேக மாற்றத்தின் ஒரு கட்டாயமான தொடக்கப்படியாகும்.'

சில பொருள்கள் மிக மிகக் குறைந்த அளவில் இருப்பினும், வினைவேக மாற்றியின் வலுவை வெகுவாகக் குறைக்கவும் அல்லது அதன் செயலை முழுமையாகத் தடுக்கவும் செய்கின்றன. எனவே தான் பரிச முறையில் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உற்பத்தி செய்வதற்கு வாயுக்கள் எல்லாம் நன்ருகத் தூய்மைபடுத்தப் பட வேண்டும் என மேலே குறிப்பிடப்பட்டது; இல்லையெனில் வினைவேக மாற்றி எளிதில்நச்சுத் தன்மையைப் பெற்று விடுகிறது.

வினைவேக மாற்றியைப் போலவே, இந்த வினைவேக மாற்றி நஞ்சுகளும் அவற்றின் செயல்களில் தனித் தன்மை வாய்ந்தவையாகக் காணப்படுகின்றன: இவை ஒரு வகை வினைவேக மாற்றத்தைக் கெடுத்து விட்டாலும் சிலவற்றிற்கு எந்த வித தீங்கையும் தருவதில்லை. வினைவேக மாற்றி நஞ்சு வினைவேக மாற்றியின் பரப்பில், முக்கியமாக அதன் வலிவுமையங்களில் ஊன்றுகை கொள்வதால், வினைவேக மாற்றி நஞ்சால் கவரப்பட்டது போன்று ஆகிவிடுகிறது; வினைபுரியும் மூலக்கூறுகள் வினைவேக மாற்றியுடன் பரிசம் கொள்வது தடுக்கப்படுகிறது. இவ்வாறு நிகழ்வது வினைவேக மாற்றி நச்சுத் தன்மையைப் பெறுவதற்குக் காரணமாக இருக்கலாம்.

சில பொருள்கள் வினைவேக மாற்றிக்கு நச்சுத் தன்மையைத் தருவதாக இருக்கும்போது, சில பொருள்களை சிறிய அளவில் சேர்த்தால் வினைவேக மாற்றியின் வலிவுத் தன்மையை வெகுவாக அதிகரிக்கவும் செய்கின்றன. இப்பொருள்கள் எடுத்துக் கொண்ட வினைக்கு வினைவேக மாற்றிகளாக இல்லாமல் இருப்பினும் வினைவேக மாற்றியாகச் செயல்படும் பொருளின் வலுவை அதி

[1] செலின்ஸ்கி நிகோலை டிமிடிரிவிச் (1861–1953) சோவியத் நாட்டில் கரிம வேதியியல் வல்லுனர்களுக்கான பெரிய பள்ளியை நிறுவியர் ஆவார். கரிமத் தொகுப்பு முறை மற்றும் வினைவேக மாற்றம் ஆகியவற்றில் செலின்ஸ்கியும் அவரது மாணவர்களும் ஆற்றியுள்ள பணிகள் மிகவும் முதன்மை வாய்ந்தவைகளாகும். பெட்ரோலியம் பற்றிய ஆய்வுகள் மற்றும் புரோட்டின்கள் நீராற்பகுப்பு அடைதல் பற்றிய அவரது கருத்துக்கள் மிகவும் சிறப்பு வாய்ந்தவைகளாக உள்ளது.

கரிக்கச் செய்கின்றன. இதுபோன்ற பொருள்களைத் **தூண்டிகள்** (promoters) என்கிறோம். இவை 'வினைவேக மாற்றிகளுக்கு வினைவேக மாற்றிகளாகச்' செயல்படுகின்றன. தூண்டிகளின் செயல் தன்மை இன்னும் சரியாகக் கண்டறியப்படவில்லை.

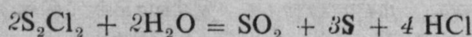
வேதியியலில் வினைவேக மாற்றத்தின் பங்கு மிகையாகக் காணப்படுகிறது. சாதாரண நீரிலுள்ள மாசுகள் பல வினைகளுக்கு வினைவேக மாற்றிகளாகச் செயல்படுவதே வினைவேக மாற்ற இயற்பாடு எந்த அளவிற்கு விரிவானது என்பதைக் காட்டுவதாக உள்ளது. மேலும், வினைகள் நிகழும் கலன்களின் சுவர்களும் வினைவேக மாற்றிகளாகச் செயல்படலாம் என்பதையும் கருத்தில் கொண்டால், வினைவேக மாற்றம் பெரும்பாலும் எல்லா வேதியியல் வினைகளிலும் உள்ளார்ந்த வடிவில் நிகழ்கிறது எனக் கொள்ளலாம்.

தற்போது பல தொழில்துறை வேதி வினைகள் வினைவேக மாற்றிகளைப் பயன்படுத்துவதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளன. வேதியியத் தொழில்துறை வளர்ச்சி அடைவதற்கேற்ப வினைவேக மாற்றியின் செயல் பயன்படுத்தப்படுவதும் அதிகரித்துக் கொண்டே செல்லும்.

123. சல்ஃபரின் ஹாலஜன் சேர்மங்கள்

குளோரினை உருகிய சஃல்பரின் ஊடே செலுத்தினால் சல்ஃபர் மோனோ குளோரைடு உண்டாகிறது. இது 136.8°C கொதிநிலையைக் கொண்ட ஒரு ஆரஞ்சு நிற திரவம். இதன் ஆவி அடர்த்தி நிர்ணயிப்பின்படி இதன் மூலக்கூறு எடை S_2Cl_2 என்ற வாய்பாடோடு ஒத்திருக்கிறது.

சல்ஃபர் மோனோகுளோரைடு ரப்பரை 66% அளவிற்குக் கரைக்கிறது. நீர் சல்ஃபர் மோனோகுளோரைடைச் சிதைத்து சல்ஃபர்டை ஆக்ஸைடு, சல்ஃபர், ஹைட்ரஜன் குளோரைடு ஆகியவற்றை உண்டாக்குகிறது.



$$2S_2Cl_2 + 2H_2O = SO_2 + 3S + 4\,HCl$$

சல்ஃபர் மோனோகுளோரைடு ரப்பரை பதனிடுவதற்குப் பயனாகிறது.

சல்ஃபரும் குளோரினும் சேர்ந்த சேர்மங்கள் மேலும் இரண்டு அறியப்பட்டுள்ளன. அவை SCl_2 மற்றும் SCl_4 என்பனவாகும். இவை நடைமுறையில் அவ்வளவு முக்கியத்துவம் வாய்ந்தவை அல்ல. சல்ஃபர் ஃபுளூரினுடன் சேர்ந்து SF_6 என்ற

வாயுநிலைச் சேர்மத்தை உண்டாக்குகிறது. இச் சேர்மத்தில் சல்ஃபர் அதன் உயர் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைப் பெறுகிறது.

செலினியம் உப தொகுதி

இந்த உப தொகுதியில் செலினியம், டெலூரியம் மற்றும் பொலோனியம் அடங்கும். இவற்றுள், பண்புகளில் சல்ஃபரை மிகவும் ஒத்துக் காணப்படும் செலினியம், டெலூரியம் ஆகிய இரண்டு தனிமங்களும் வேதி முறையில் ஆய்ந்தறியப்பட்டுள்ளன.

124. செலினியம்; அணுஎடை 78.96. டெலூரியம் அணு எடை 127·60

செலினியம் இயற்கையில் மிகையாகக் காணப்படுவதில்லை. பூமியின் மேலோட்டில் எடையளவில் 8×10^{-5} சத அளவு மட்டும் தான் காணப்படுகிறது. இது சிறிய அளவுகளில் இயற்கையில் காணப்படும் உலோக சல்ஃபைடுகளுடன் (PbS, FeS_2) கலந்த நிலையில் காணப்படுகிறது. பைரைட்டைச் சூடு செய்யும்போது சல்பூரிக் அமிலத் தொட்டிகளின் தூசு சேகரமாகும் அறைகளில் செலினியம் படிகிறது. இவ்வாறு கிடைக்கும் தூசு, செலினியத்தை உற்பத்தி செய்வதற்கு முக்கிய மூலப் பொருளாக உள்ளது. மாறாக, செலினியம் மிகவும் அரிதிற் காணப்படும் தனிமங்களில் ஒன்றாகும். பூமியின் மேலோட்டில் இதன் அளவு 1×10^{-6}% தான் உள்ளது.

சல்ஃபரைப் போல செலினியம் பல புறவேற்றுருவங்களில் காணப்படுகிறது. அவற்றுள் நன்கு அறியப்பட்டுள்ளவை படிக வடிவற்ற செலினியமும் படிக வடித்தான செலினியமும் ஆகும். முன்னது சிவந்த பழுப்பு நிறமுடைய தூள்; அடர்த்தி 4·3 கி./செ.மீ.^{3} பின்னது உலோகப் பொலிவுடன் கூடிய சாம்பல்நிறங் கொண்ட உடையும் தன்மையுடைய பொருள்; அடர்த்தி 4.8 கி./செ. மீ.^{3} படிகவடித்தான செலினியம் வியக்கத்தக்கப் பண்பைப் பெற்றுள்ளது. இதன் மின் கடத்தும் திறன் மிகக் குறைவாக இருந்த போதிலும் ஒளியின் செயலினால் வெகுவாக அதிகரிக்கப்படுகிறது. இந்தப் பண்பின் அடிப்படையில்தான் ஒளிமானி, ஒளி குறியீடுக் கருவிகள், தொலைக் காட்சி கருவி போன்ற பல ஒளி சார்ந்த கருவிகளில் செலினியம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. டெலூரியம் படிக வடிவற்ற, படிக வடித்தான ஆகிய இரண்டு வகை புறவேற்றுருவங்களிலும் காணப்படுகிறது. படிக வடித்தான டெலூரியம் உலோகப் பொலிவையும் வெளிரிய சாம்பல் நிறத்தையும் பெற்றுள்ளது. இது ஒரு சிறந்த வெப்ப மின் கடத்தி. இப்பண்பில் இது உலோகங்களை ஒத்திருக்கிறது.

செலினியம் மின் பொறியியலில் மிகுதியாகப் பயன்படுத்தப் படுகிறது. லெட்டினுடைய பொறித் துறைச் சார்ந்த பண்புகள், மற்றும் அரிப்பைத் தாங்கவல்ல பண்பு ஆகியவற்றை மேலும் சிறந்ததாக்க டெலூரியம் லெட்டுடன் சேர்க்கப்படுகிறது.

தற்சமயம் முதலாளித்துவ நாடுகள் வருடத்திற்கு சுமார் 1000 டன்கள் செலினியத்தையும் சுமார் 100 டன்கள் டெலூரியத்தையும் உற்பத்தி செய்கின்றன.

செலினியமும் டெலூரியமும் ஒத்திருப்பது, சிறப்பாக இவற்றின் சேர்மங்களில் வெளிப்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் செலினைடு H_2Se மற்றும் ஹைட்ரஜன் டெலூரைடு H_2Te: இவையிரண்டும் வெறுக்கத்தக்க மணமுடைய நிறமற்ற நச்சுத் தன்மைக் கொண்ட வாயுக்கள். இவற்றின் நீர்க் கரைசல்கள் அமிலங்களாகும்; இவற்றின் அயனியாதல் வீதங்கள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுக்கு இருப்பதைவிட சிறிது அதிகம்; ஏனெனில் எதிர்மின் அயனிகளுக்கும் ஹைட்ரஜன் அயனி களுக்கும் இடையேயுள்ள கவர்ச்சி விசை முன்னவைகளின் ஆரம் அதிகரிக்கும்போது குறைகிறது.

வேதியியப் பண்புகளில் H_2Se-ம் H_2Te-ம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைப் பெரிதும் ஒத்துள்ளன. ஹைட்ரஜன் சல்பைடைப்போல இவையும் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனால் ஏற்றம் அடைகின்றன; சூடு செய்யும்போது சிதைகின்றன; தீவிர ஒடுக்கப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் உப்புகளான செலினைடுகளையும் டெலூரைடுகளையும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைத் தயாரிப்பது போலவே, H_2Se அல்லது H_2Te-ஐ உலோகங்களின் கரையும் உப்புகளுடன் வினை புரியச்செய்து தயாரிக்கலாம்; நீர் மற்றும் அமிலங்களில் கரைவதில் இவ்வுப்புகள் சல்ஃபைடுகளைப் பெரிதும் ஒத்திருக்கின்றன. வீரிய அமிலங்களை செலினைடுகள் மற்றும் டெலூரைடுகளுடன் வினைபுரியச் செய்து H_2Se மற்றும் H_2Te-ஐத் தயாரிக்கலாம்.

செலினியம் மற்றும் டெலூரியம் காற்றில் அல்லது ஆக்ஸிஜனில் எரியும்போது திண்ம ஆக்ஸைடுகளான SeO_2-ம் TeO_2-ம் உண்டாகின்றன. இவை செலினியஸ் மற்றும் டெலூரியஸ் அமிலங்களின் (H_2SeO_3 மற்றும் H_2TeO_3) நீரிலிகளாகும். இவை சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடைப் போலல்லாமல் சிறந்த ஏற்றிகளாக உள்ளன; எளிதில் தனிம செலினியம் மற்றும் டெலூரியமாக ஒடுக்கம் அடைகின்றன. நீரின் முன்னிலையில் மிகத் தீவிர ஏற்றிகளைக் கொண்டு

SeO_2 மற்றும் TeO_2-ஐ முறையே செலினிக் அமிலம் H_2 SeO_4 மற்றும் டெலுரிக் அமிலமாகவும் H_2TeO_4 மாற்றலாம்.

செலினிக் அமிலம் H_2SeO_4: இது ஒரு படிக வடித்தான திண்மப் பொருள். இதன் உருகுநிலை 58°C சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் போலவே இதுவும் எளிதில் ஆவியாவதில்லை; நீருடன் தீவிரமாகக் கூடுகிறது; கரிமப் பொருள்களை கரியாக்குகிறது; தீவிர ஏற்றப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது.

வலிவு அமிலங்களில் செலினிக் அமிலமும் ஒன்ருகும். செலினேட்கள் எனப்படும் இதன் உப்புகள் சல்ஃபேட்டுகளுடன் மிகவும் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன. இவ்வமிலத்தின் பேரியம் மற்றும் லெட் உப்புகள் இவற்றை ஒத்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் உப்புகளைப் போலவே கரைவதில்லை. செலினிக் அமிலத்தின் நீரிலி அறியப்படவில்லை.

டெலுரிக் அமிலம்: செலினிக் மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தோடு ஒப்பிடும்போது இது ஒரு வீரியமற்ற அமிலம். இது கரைசல்களிலிருந்து H_6TeO_6 இயைபு கொண்ட படிகங்களாக வெளிப்படுகிறது. இது ஒரு ஆறு காரத்துவம் கொண்ட அமிலம்; Ag_6TeO_6 போன்ற பல உப்புகளைத் தருகிறது. இது சூடு செய்யும் போது இரண்டு மூலக்கூறுகளை இழந்து இருகாரத்துவமுடைய அமிலமாக மாறுகிறது (H_2TeO_4). இது சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை ஒத்துள்ளது. மிகவும் தீவிரமாக சூடேற்றினுல் இது டெலுரிக் நீரிலியாக TeO_3 மாறுகிறது.

16. நைட்ரஜன் குடும்பம்

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
நைட்ரஜன் ..	N	14·0067	7	2	5				
பாஸ்பரஸ் ..	P	30·9738	15	2	8	5			
ஆர்சினிக் .	As	74·9216	33	2	8	18	5		
ஆன்டிமொனி ..	Sb	121·75	51	2	8	18	18	5	
பிஸ்மத் ..	Bi	208·980	83	2	8	18	32	18	5

125. பொதுப் பண்புகள்

தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஐந்தாம் தொகுதியைச் சார்ந்த நைட்ரஜன், பாஸ்பரஸ் ஆகிய மாதிரித் தனிமங்கள் நைட்ரஜன் குடும்பத்தில் அடங்கும். இவற்றுடன் ஒத்த அமைப்பைக் கொண்ட நீள் வரிசைகளில் உள்ள ஒற்றை வரிசையைச் சேர்ந்த ஆர்சினிக், ஆண்டிமொனி மற்றும் பிஸ்மத் ஆகியத் தனிமங்களும் அடங்கும். இவ்வைந்து தனிமங்களும் ஒன்ருகச் சேர்ந்து **நைட்ரஜன் குடும்பம்** என்று சொல்லப்படும். ஐந்தாவது தொகுதியின் முக்கிய துணைத் தொகுதியை உருவாக்குகின்றன.

இத்தனிமங்களின் அணுக்களினுடைய வெளி ஷெல்களில் ஐந்து எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பதால், நைட்ரஜன் குடும்பத்தைச் சேர்ந்த இத் தனிமங்களை ஒருங்கே அலோகங்கள் எனக் குறிப்பிடலாம். இருப்பினும் எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக் கொள்ளும் திறம், இவற்றிற்கும் இவற்றை ஒத்த ஆருவது மற்றும் ஏழாவது தொகுதி தனிமங்களினுடையதைவிட மிகவும்

குறைவாக இருக்கிறது. இத்தனிமங்களின் வெளி எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை ஐந்தாக இருப்பதால், இவற்றின் உயர் நேர் இணைதிறன் ஐந்தாகவும் உயர் எதிர் இணைதிறன் மூன்றாகவும் உள்ளன. இத் தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் மிகவும் குறைவாக இருப்பதால், நைட்ரஜன் குடும்பத் தனிமங்களுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் இடையேயுள்ள பிணைப்பின் முனைவுத் தன்மை, ஆறு மற்றும் ஏழாவது தொகுதித் தனிமங்களுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் இடையேயுள்ள பிணைப்பின் முனைவுத் தன்மையைவிடக் குறைவாக உள்ளது. ஆகவே, நைட்ரஜன் குடும்பத் தனிமங்களின் ஹைட்ரஜன் சேர்மங்கள் நீர்க்கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளை விடுவிப்பதில்லை; எனவே, இவை அமிலப் பண்புகளை பெற்றிருப்பதில்லை.

நைட்ரஜன் தொகுதித் தனிமங்களின் இயற்பியல், மற்றும் வேதியியப் பண்புகள் அணு எண் உயரும்போது, முன்னர் கண்ட தொகுதிகளில் மாற்றம் நிகழும் அதே வரிசையில் மாற்றம் அடைகின்றன. நைட்ரஜனுடைய அலோகப் பண்புகள் ஆக்ஸிஜனை விடக்குறைவாக, இன்னும் ஃபுளுரினைவிட மிகக் குறைவாகக் காணப்படுவதால், நைட்ரஜனை அடுத்து கீழுள்ள தனிமங்களை நோக்கிச் செல்லும்போது இப்பண்புகள் வலுக்குறைந்து மாறாக உலோகப் பண்புகள் வெகு விரைவாகத் தோன்றுகின்றன. இவ்வுலோகப் பண்புகள் ஆர்சினிக் தனிமத்தில் குறிப்பிடத் தகுந்த அளவிற்குக் காணப்படுகிறது; ஆண்டிமொனி உலோகம் மற்றும் அலோகப் பண்புகளை ஏறக்குறைய சமவீதத்தில் பெற்றுள்ளது. ஆனல் பிஸ்மத் தனிமத்தில் அலோகப் பண்புகளை விட உலோகப் பண்புகளே ஓங்கி உள்ளன.

நைட்ரஜன் குடும்பத் தனிமங்களின் மிக முக்கிய மாறிலிகள் அட்டவணை 22-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 22

நைட்ரஜன் குடும்பத் தனிமங்களின் மிக முக்கிய மாறிலிகள்

மாறிலிகள் அடர்த்தி, கி./செ.மீ.^{3}	நைட்ரஜன் N	பாஸ்பரஸ் P	ஆர்சினிக் As	ஆண்டிமொனி Sb	பிஸ்மத் Bi
அடர்த்தி கி./செ.மீ.^{3} ..	0·808 (திரவம்)	1·82 (வெள்ளை)	5·727	6·68	9·80
உருகுநிலை, டிகிரி C..	-210	44·1	817	630·5	271·3
கொதிநிலை, டிகிரி C..	-195·8	275	612 (பதங்கம்)	1,625	1,430
அணு ஆரம், Å ..	0·71	1·3	1·48	1·61	1·82

நைட்ரஜன்: அணு எடை 14.0067

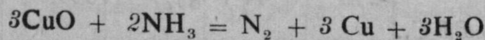
126. காணப்படும் விதம், தயாரித்தல் மற்றும் நைட்ரஜனின் பண்புகள்

நைட்ரஜன் இயற்கையில் பெரிதும் தனிநிலையில் காணப் படுகிறது. காற்றின் முக்கிய கூருக இருப்பது நைட்ரஜ னும்; காற்று கன அளவில் 78 விழுக்காடு நைட்ரஜனைப் பெற்றுள்ளது. இயற்கையில் மிகையாகக் காணப்படும் ஒரே கனிம நைட்ரஜன் சேர்மம் சோடியம் நைட்ரேட்டாகும். இது அடர் படிகளாக சிலியின் பஸிபிக் கடற்கரையோரமாகக் காணப் படுகிறது. நிலத்தில் மிக மிகக் குறைந்த அளவுகளில் நைட்ரஜன் நைட்ரேட்டுகளாகக் காணப்படுகிறது. ஆனல் எல்லா தாவரம் மற்றும் விலங்குகளின் அணைவு கரிமச் சேர்மங்களான புரோட்டீன் களின் இயைபு உறுப்பாக நைட்ரஜன் உள்ளது. செல்களின் மிக முக்கிய பகுதிகளான புரோட்டாபிளாஸம் மற்றும் அணுக்கருவை புரோட்டின்கள் உருவாக்குகின்றன. தாவரம் மற்றும் விலங்கு செல்களில் புரோட்டீன்கள் அடையும் மாற்றங்கள் எல்லா உயிர் விசை வினைகளுக்கும் அடிப்படையாக அமைந்துள்ளன. **புரோட்டீன் இல்லாமல் உயிர்ச் சக்தியே இருக்க முடியாது;** புரோட்டீனில் நைட்ரஜன் மிகவும் இன்றியமையாத இயைபு உறுப்பாக இருப்பதால், இயற்கையில் இத் தனிமம் பெற்றிருக்கும் பங்கு எவ்வளவு முக்கியத்துவம் வாய்ந்தது என்பது எளிதில் விளங்கும்.

பூமியின் மேலோட்டில் நைட்ரஜனின் மொத்த அளவு (நீர் மண்டலம், வளிமண்டலம் ஆகியவற்றையும் சேர்த்து) 0.04 விழுக்காடு ஆகும்.

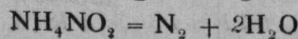
காற்றிலிருந்து நைட்ரஜனைத் தயாரித்தல் முக்கியமாக ஆக்ஸிஜனிலிருந்து நைட்ரஜனைப் பிரித்தலாகும். தொழில் துறையில் சிறப்பாக அமைக்கப்பட்ட சாதனங்களில் காற்றை ஆவியாக்குதலின் மூலம் நீர்மம் இதனை நடத்தப்படுகிறது.

மிகவும் தூய நைட்ரஜனை அதன் சேர்மங்களிலிருந்து பெறலாம். எடுத்துக்காட்டாக, அம்மோனியாவை நன்ருக சூடு செய்யப்பட்ட காப்பர் ஆக்ஸைடு மீது செலுத்தி நைட்ரஜன் பெறப்படுகிறது:



$$3CuO + 2NH_3 = N_2 + 3Cu + 3H_2O$$

அம்மோனியம் நைட்ரைட்டைச் சூடு செய்தும் பெறலாம்.



$$NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$$

தூய நைட்ரஜன் மணமற்ற நிறமற்ற வாயு; மிகக் குறைந்த அளவே நீரில் கரையும். இது காற்றைவிடச் சிறிது இலேசானது; இதன் ஒரு லிட்டர் 1.25கி. எடையுள்ளது. உயர் அழுத்தத்தில் நன்ருகக் குளிரச் செய்தால், நைட்ரஜன் -195.8°C-ல் கொதிக்கும் திரவமாக மாறுகிறது; இது- 210°C-ல் திண்மமாகிறது.

நைட்ரஜனின் வேதிய மந்தத் தன்மை அறிந்ததொன்ருகும். சாதாரண வெப்பநிலைகளில் இதனுல் பெரிதும் சேர்மங்களை உண்டாக்க முடிவதில்லை. சூடு செய்தால் லித்தியம் மக்னீசியம் கால்சியம், மற்றும் டைட்டேனியம் போன்ற உலோகங்களுடன் எளிதில் கூடுகிறது. மிக உயர் வெப்பநிலைகளில் நைட்ரஜன் நேரிடையாக ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜனுடன் கூடுகிறது.

நைட்ரஜன் சூழ்நிலையில் வைக்கப்படும் விலங்குகள் விரைவில் இறந்து விடுகின்றன; இதற்குக் காரணம் நைட்ரஜனின் நச்சுத் தன்மையல்ல. ஆக்ஸிஜன் இல்லாததேயாகும். நைட்ரஜனின் இப்பண்பு இதன் பழைய பெயரான கிரீக் சொல்லை 'அசோ' ஐ தழுவிய அசோடிற்கு (azote) காரணமாக உள்ளது; அசோ என்ருல் 'உயிரற்ற' என்று பொருள். தற்போது உள்ள ஆங்கிலப் பெயரான 'நைட்ரஜன்' 'நைட்ரோஜினியம்' என்ற இலத்தீன் பெயரை தழுவி வந்ததாகும். நைட்ரோஜினியம் என்ருல் 'சால்ட்பீட்டரை பிறப் பிக்கச் செய்வது' என்று பொருள்.

நைட்ரஜன் மூலக்கூறு இரண்டு அணுக்களைப் (N_2) பெற் றுள்ளது. இவ்வணுக்கள் மிகவும் வலுவாகப் பிணைந்துள்ளன. இதனுல்தான் சாதாரண சூழ்நிலையில் நைட்ரஜன் மந்தமாகக் காணப்படுகிறது.

நேரடி கூடுதலல்லாமல் மறைமுகமாகத் தயாரிக்கப்படும் மற்றும் எளிதில் பல மாற்றங்களுக்கு உட்படும் பல சேர்மங்களை நைட்ரஜன் தருகிறது.

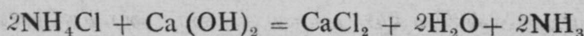
தனி நைட்ரஜன் மின் பொறித்துறையில் 'அரை—வாட்' பல்புகளை நிரப்புவதற்குப் பயனுகிறது. ஆனுல் காற்றிலிருந்து பெறப்படும் நைட்ரஜனின் பெரும்பகுதி தொகுப்பு முறையில் அம்மோனியா மற்றும் கால்சியம் சயனமைடு தயாரிக்கப் பயன் படுகிறது.

127 அம்மோனியா NH_3

நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜனுடன் கூடி பல்வேறு சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. இவற்றுள் மிகவும் முக்கியமானது அம்

மோனியா. இது கார நெடியுடைய நிறமற்ற வாயு. அம்மோனியா ஆவியின் மணம் யாவரும் அறிந்ததே.

சோதனைச் சாலையில் அம்மோனியம் குளோரைடுடன் நீற்றிய சுண்ணும்பைச் சேர்த்து சூடு செய்து அம்மோனியா தயாரிக்கப் படுகிறது. வினையை கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டால் காட்டலாம்:



$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3$$

வெளிப்படும் அம்மோனியா நீராவியைப் பெற்றுள்ளது. இதனை உலர்த்துவதற்கு, சோடா சுண்ணும்பைக் (சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் சுண்ணும்பும் கலந்த கலவை) கொண்ட ஒரு ஜாடியின் உள்ளே செலுத்தப்படுகிறது.

STP-யில் ஒரு லிட்டர் அம்மோனியாவின் எடை *0.77* கி. அம்மோனியா காற்றைவிட மிகவும் இலேசாக இருப்பதால், இதனை ஒரு தலை கீழாகக் கவிழ்க்கப்பட்ட கலத்தில் சேகரிக் கலாம்.

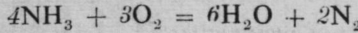
சாதாரண அழுத்தத்தில் *– 33.5*°C-க்குக் குளிரச் செய்தால், அம்மோனியா பளிங்கு போன்ற நீர்மமாக மாறுகிறது. இந் நீர்மம் *–77.8*°C-ல் திண்மமாகிறது. அம்மோனியா *6-7* வளிமண்டல அழுத்தத்தில் எஃகு உருளைகளில் வைக்கப்படுகிறது. அம்மோனி யாவின் குறைந்த மூலக்கூறு எடைக்கு (*17*) உகந்தவாறு இல்லா மல் அம்மோனியா மிகவும் உயர்ந்த கொதிநிலையைப் (*– 33.5*°C) பெற்றிருப்பதற்கு நீர்ம அம்மோனியாவின் மூலக்கூறுகள் அவற் றின் ஓங்கிய முனைவுத் தன்மையினுல் தீவிரமாக இணைவு கொள் வதே காரணமாகும்.

அம்மோனியா நீரில் மிகவும் அதிகமாகக் கரைகிறது. சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் ஒரு கன அளவு நீர் *700* கன அளவுகள் அம்மோனியாவைக் கரைக்கிறது. அடர் அம்மோனியா கரைசல் *25%* அம்மோனியாவைப் பெற்றுள்ளது; இதன் அடர்த்தி *0.92* கி. / செ. மீ.^{3} அம்மோனியாவின் நீர்க் கரைசலை சில சமயங் களில் **அம்மோனியாவின் ஆவி** என்றும் கூறுவதுண்டு. சாதாரண மருத்துவ அம்மோனியாவின் ஆவியில் *10%*NH_3 உள்ளது. வெப்ப நிலை உயரும்போது, அம்மோனியாவின் கரைதிறன் குறைகிறது. எனவே, அடர் கரைசலைச் சூடு செய்தால் அம்மோனியா வெளிப் படுகிறது. இப் பண்பு சோதனைச் சாலைகளில் அம்மோனியாவை சிறிய அளவுகளில் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

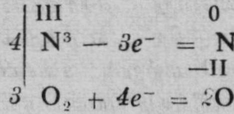
குறைந்த வெப்ப நிலைகளில் அம்மோனியா கரைசலிலிருந்து *– 79*°C-ஐ உருகு நிலையாகக் கொண்ட $NH_3.H_2O$ படிக ஹைட்

ரேட்டைப் பிரித்தெடுக்கலாம். $NH_3.2H_2O$ படிக ஹைட்ரேட்டும் அறியப்பட்டுள்ளது.

வேதியிய வினையில் அம்மோனியா சாதாரணமான தீவிரத்துடன் ஈடுபடுகிறது; இது பல பொருள்களுடன் வினைபுரிகிறது. அம்மோனியாவில் நைட்ரஜன் அதன் உயர் ஒடுக்கத்தை அடைகிறது; இங்கு இதன் இணைதிறன் -3. எனவே, நைட்ரஜனின் இணைதிறன் மேலும் குறையும்படியான வினைகளில் அம்மோனியா பங்குபெறுவதில்லை: இது ஒடுக்கப் பண்புகளை மட்டும் பெற்றுள்ளது. ஆக்ஸிஜனைக் கொண்ட ஒரு அகன்ற குழாயினூடே உள்ள ஒரு நீண்ட சிறிய குழாயின் வழியே அம்மோனியாவைச் செலுத்தினல், அம்மோனியாவை எளிதில் எரியும்படிச் செய்யலாம் (படம் 83). அம்மோனியா ஆக்ஸிஜனில் வெளிறிய பச்சை நிறச் சுடருடன் எரிகிறது. எரியும்போது நீரும் நைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன.

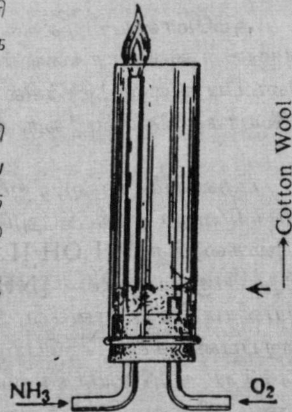


$$4NH_3 + 3O_2 = 6H_2O + 2N_2$$



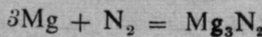
$$\begin{array}{c|l} & \overset{III}{N^3} - 3e^- = \overset{0}{N} \quad 4 \\ & O_2 + 4e^- = 2\overset{-II}{O} \quad 3 \end{array}$$

வேறு நிபந்தனைகளில் அம்மோனியாவை நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளாக ஏற்றம் அடையச் செய்யலாம்.



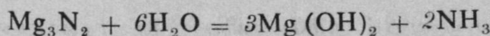
படம் 83.
அம்மோனியா ஆக்ஸிஜனில் எரியும் விளக்கப்படம்.

ஆறு மற்றும் ஏழாவது தொகுதி அலோகங்களின் ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களுக்கு மாறாக, அம்மோனிய எந்தவித அமிலப் பண்புகளையும் ஓங்கிய நிலையில் பெற்றிருக்கவில்லை. இருப்பினும் இதன் ஹைட்ரஜனை உலோகங்களினால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யலாம்; இதனால் விளைவது நைட்ரைடுகள் ஆகும். கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியம் நைட்ரைடுகள் போன்ற சேர்மங்களைத் தயாரிக்க நைட்ரஜனை உலோகங்களுடன் உயர்வெப்ப நிலையில் கூடும்படிச் செய்யவேண்டும்.



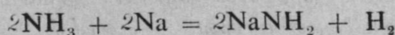
$$3Mg + N_2 = Mg_3N_2$$

பல நைட்ரைடுகள் நீராற் பகுப்படைந்து அம்மோனியாவையும் உலோக ஹைட்ராக்ஸைடையும் உண்டாக்குகின்றன. எடுத்துக் காட்டு:



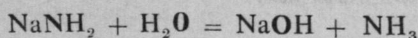
$$Mg_3N_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$

அம்மோனியா மூலக்கூறிலிருந்து ஒரு ஹைட்ரஜனை மட்டும் உலோகத்தால் இடப்பெயர்ச்சி அடையச் செய்தால், உலோக அமைடு கிடைக்கிறது. சான்றாக, அம்மோனியாவை உருகிய சோடியம் மீது செலுத்தினால், சோடாமைடு அல்லது சோடியம் அமைடு $NaNH_2$ உண்டாகிறது. இது நிறமற்ற படிகவடித்தான பொருள். இதன் உருகுநிலை 210°C.



$$2NH_3 + 2Na = 2NaNH_2 + H_2$$

கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி நீர் சோடியம் அமைடைச் சிதையச் செய்கிறது:



$$NaNH_2 + H_2O = NaOH + NH_3$$

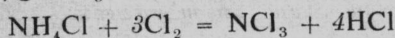
தீவிர காரத் தன்மையையும் நீர் நீக்கும் தன்மையையும் பெற்றிருப்பதால், பல்வேறு தொகுப்பு முறை வினைகளில் சோடியம் அமைடு பயன்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, இன்டிகோ என்ற மிக முக்கிய சாயம் மற்றும் சல்ஃபிடின் ஆகியவற்றைத் தொகுப்பு முறையில் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

அம்மோனியா மூலக்கூறிலுள்ள ஏதாவது ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவை ஹைட்ராக்ஸைல் தொகுதியினால் பதிலீடு செய்தால் கிடைப்பது ஹைட்ராக்சில் அமின் NH_2OH. இது 34°C-ஐ உருகுநிலையாகக் கொண்ட ஒரு திண்மப் பொருள்.

பிறவி நிலை ஹைட்ரஜனைக் கொண்டு நைட்ரிக் அமிலத்தை ஒடுக்கி ஹைட்ராக்சில் அமீன் தயாரிக்கப்படுகிறது. இது எளிதில் நீரில் கரைந்து $NH_2OH \cdot H_2O$ என்ற ஹைட்ரேட்டைத் தருகிறது. இது பகுதியளவில் $[NH_3OH]^+$ மற்றும் OH^- அயனிகளாகவும் அயனியாகிறது. எனவே, நீர்க் கரைசலில் ஹைட்ராக்சில் அமீன் காரப்பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. இதனை அமிலங்களுடன் சேர்த்து நடுநிலையாக்கினால் ஹைட்ராக்சில் அமீன் உப்புகள் உண்டாகின்றன. எடுத்துக்காட்டு $[NH_3OH]Cl$ (கீழே அம்மோனியாவைக் காண்க)

ஹைட்ராக்சில் அமீன் மற்றும் அதன் உப்புகள் பல கரிமப் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்குப் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

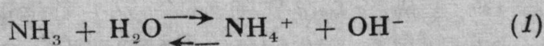
அம்மோனியாவில் உள்ள ஹைட்ரஜனை ஹாலஜன்கள் கொண்டும் பதிலீடு அடையச் செய்யலாம். இதனால் மிகவும் நிலையற்ற நைட்ரஜனும் ஹாலஜனும் சேர்ந்த சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, குளோரின் அடர் அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலுடன் வினைபுரியும்போது **நைட்ரஜன் டிரை குளோரைடு** NCl_3 கிடைக்கிறது.



$$NH_4Cl + 3Cl_2 = NCl_3 + 4HCl$$

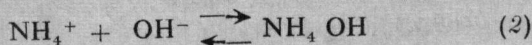
இது ஒரு கனமான எண்ணெய் போன்ற வெடிக்கும் தன்மை வாய்ந்த திரவம். அம்மோனியாவை அயோடினுடன் வினைபுரியச் செய்தால், இப்பண்புகளை ஒத்த நைட்ரஜன் அயோடைடு கறுப்பு நிறமுடைய திண்மப் பொருளாகக் கிடைக்கிறது. இது நீரில் கரைவதில்லை. ஈர நிலையில் இதனால் இடையூறு கிடையாது. ஆனால் உலர்த்தும்போது மேலோடு பரிசம் உண்டானாலும் வெடித்து, ஊதா நிறமுடைய அயோடின் ஆவி வெளிப்படுகிறது. தயாரிக்கப்படும் வெப்ப நிலையைப் பொருத்து, நைட்ரஜன் அயோடைடின் இயைபு மாறுபடுகிறது (சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் இயைபு $NI_3 . NH_3$).

அம்மோனியாவின் கரைசல் காரத்தன்மையது. இது கரைசலில் ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் இருப்பதைக் காட்டுகிறது. அம்மோனியா மூலக் கூறுகளில் சில, நீரினுடைய ஹைட்ரஜன் அயனிகளுடன் கூடி ஒரு மின் சுமை கொண்ட அணுவு அயனிகளை (அம்மோனியம் அயனிகள்) உண்டாக்கி ஹைட்ராக்சில் அயனிகளை வெளிப்படுத்துவது தான் இவ்வயனிகள் கரைசலில் காணப்படுவதற்குக் காரணமாகும்.



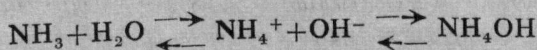
$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^- \qquad (1)$$

பின்னது சிறிதளவு அம்மோனியம் அயனியுடன் இணைந்து **அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு** NH_4OH காரத்தை உண்டாக்குகிறது. இதில் அம்மோனியம் தொகுதி NH_4 ஓரிணை திறன் உலோகத்தைப் போல செயல்படுகிறது.



$$NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons NH_4OH \qquad (2)$$

இதன் காரணமாக, கரைசலில் அம்மோனியம் அயனி, ஹைட்ராக்சில் அயனி மற்றும் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஆகியவற்றிற்கிடையே ஒரு சம நிலையும் அம்மோனியம் அயனி ஹைட்ராக்சில் அயனி, நீர் மற்றும் மூலக்கூறு அம்மோனியா ஆகியவற்றிற்கிடையே ஒரு சமநிலையும் நிலவுகிறது.



$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons NH_4OH$$

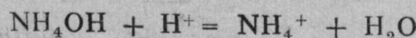
எனவே, அம்மோனியாக் கரைசலில் ஒரே சமயத்தில் மூலக் கூறு அம்மோனியா, NH_4^+ அயனி, OH^- அயனி மற்றும் மூலக் கூறு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஆகியவற்றைக் கொண் டுள்ளது.

கரைசலில் அம்மோனியா சிறிது காரத்தன்மையுடன் வினை புரிவதால், அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு பொதுவாக ஒரு வலுவற்ற காரம் எனப்படும். இது மிகச் சிறிதளவே அயனிகளாகப் பிரிகிறது (18°C-ல் இதன் அயனியாதல் மாறிலி 1.75×10^{-5}).

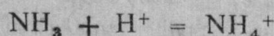
கரைந்த அம்மோனியாவின் பெரும்பகுதி கரைசலில் NH_3 மூலக்கூறுகளாக உள்ளது என ஒரு கருத்து நிலவுகிறது. இச் சூழ்நிலையில் அயனியாகாத அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் நிலவியிருப்பது ஐயத்திற்குரியது. எனவே, அம் மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஒரு வலுவுடைக்காரம் என்றும், முழுவதுமாக அயனிகளாகப் பிரிந்து இருக்கும் என்றும், சமநிலை (1) இடதுபக்கம் பெரிதும் பெயர்ச்சி அடைவதால் இவற்றின் அயனிகள் கரைசலில் குறிப்பிடத் தகுந்த அடர்வில் நிலவி இருக்க முடியாது என்றும் கருதப்படுகிறது.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் போன்ற ஒரு வலிவு அமிலத்தை அம்மோனியாக் கரைசலுடன் சேர்த்தால், அமிலத்தின் ஹைட்ரஜன் அயனிகள் கரைசலில் உள்ள ஹைட்ராக்சில் அயனி களுடனும், அம்மோனியா மூலக்கூறுகளுடனும் (அம்மோனியம் அயனிகள் உண்டாகிறது) இணைகிறது. இதனுல் உண்டாவது ஒரு நடு நிலைக் கரைசல். இக்கரைசலில் நடைமுறையில் அம்மோனியம் அயனிகள் மற்றும் பயன்படுத்தப்பட்ட அமிலத்தின் எதிர்மின் அயனிகள் மட்டும் நிலவியிருக்கின்றன.

நிகழும் வினைகளை கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகளின் மூலம் தெரியப்படுத்தலாம்:



$$NH_4OH + H^+ = NH_4^+ + H_2O$$



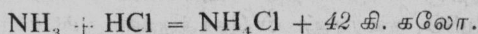
$$NH_3 + H^+ = NH_4^+$$

128. அம்மோனியம் உப்புகள்

நடுநிலையாக்கப்பட்ட அம்மோனியக் கரைசல்களை ஆவி யாக்கினுல், அம்மோனியம் அயனிகள் பயன்படுத்தப்பட்ட அமிலத்தின் எதிர்மின் அயனிகளுடன் கூடி, அயனி கூடு அமைப்பு களையும் உப்புகளுக்குரிய எல்லாப் பண்புகளையும் கொண்ட

திண்ம, படிக வடித்தான பொருள்கள் உண்டாகின்றன. இவற்றை அம்மோனியம் உப்புகள் என்கிறோம்.

அம்மோனியாவின் நீர்க் கரைசல்களை நடுநிலையாக்கி அம்மோனியம் உப்புகள் தயாரிக்கப்படுவதோடு மட்டுமல்லாமல், அம்மோனிய வாயுவை நீரற்ற அமிலங்களுடன் நேரிடையாகக் கூடும்படி செய்தும் தயாரிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டு:



$$NH_3 + HCl = NH_4Cl + 42 \text{ கி. கலோ.}$$

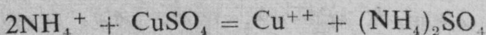
இதன் காரணமாகத்தான், எப்போதும் காற்றில் அம்மோனியாவும் அமில ஆவிகளும் கலந்து காணப்படுகின்ற சோதனைச் சாலையில், கண்ணாடித் தட்டுகள், சாளரங்கள், கரணி சீசாக்கள் மற்றும் பல பொருள்களில் அடிக்கடி வெண்மை நிற அம்மோனியம் உப்புகளின் ஏடு படிந்து காணப்படுகின்றன.

அம்மோனியம் உப்புகள் பெரிதும் கார உலோகங்களின் உப்புகளுடன், முக்கியமாக பொட்டாசியம் உப்புகளுடன் ஒத்துள்ளன; ஏனெனில் பொட்டாசியம் அயனிகளும் அம்மோனியம் அயனிகளும் ஏறக்குறைய ஒரே அளவு ஆரங்களைப் பெற்றுள்ளன. அம்மோனியம் உப்புகள் எளிதில் நீரில் கரைந்து முழுமையாக அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. நீராற் பகுப்பின் காரணமாக, வலிவு அமிலங்களின் அம்மோனியம் உப்புகள் சிறிது அமிலத்தன்மையுடன் வினை புரிகின்றன.

அம்மோனியம் உப்புகளிலிருந்து அம்மோனியத்தைத் தனி நிலையில் அதாவது மின் நடுநிலை NH_4 மூலக்கூறுகளை பிரித்தெடுக்க எடுத்துக்கொண்ட முயற்சிகள் எல்லாம் தோல்வியையே கண்டன; ஏனெனில் அம்மோனியம் உண்டாகும்போதே உடனடியாக அது அம்மோனியாவாகவும் ஹைட்ரஜனாகவும் சிதைகிறது. அம்மோனியம் தனித்த நிலையில் உலோகத்தின் பண்புகளைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். இதன் உலோகப் பண்பினை மறைமுகமாக நமக்குத் தெரிவிப்பதாக இருப்பது அம்மோனியம் ரசக் கலவைகள் நிலவியிருப்பதாகும். இவை அம்மோனியமும் மெர்க்குரியும் கலந்த கலவைகள். இவை கார உலோகங்களின் ரசக் கலவையுடன் மிகவும் ஒத்துக்காணப்படுகின்றன.

அம்மோனியம் ரசக் கலவையைத் தயாரிப்பதற்கு முதல் சோடியம் ரசக் கலவையைத் தயாரித்துக் கொள்ள வேண்டும். ஒரு அரைகுறையான திரவமாகக் கிடைக்கும் வரை உலோக சோடியத்தை சிறிதுச் சிறிதாக மெர்க்குரியுடன் சேர்த்து

சோடிய ரசக் கலவைத் தயாரிக்கலாம். இவ்வாறு தயாரிக்கப்பட்ட சோடியம் ரசக் கலவையுடன் அம்மோனியம் குளோரைடின் பூரிதக் கரைசலைச் சேர்த்தால், அம்மோனியமும் சோடியமும் இடமாற்றம் அடைந்து, தொடுவதற்கு எண்ணெய் போன்ற அம்மோனியம் ரசக் கலவை மிகையான அளவில் உண்டாகிறது இது மிகவும் நிலையற்றது; இதனைக் குறைந்த வெப்பநிலைகளிலே தான் வைத்திருக்க முடிகிறது. அம்மோனியம் ரசக் கலவையை குளிர்ந்த $CuSO_4$ கரைசலுடன் சேர்த்தால் அம்மோனியம் காப்பர் சல்ஃபேட்டிலிருந்து காப்பரின் ஒரு பகுதியை இடப் பெயர்ச்சி செய்து $(NH_4)_2SO_4$-ஐ உண்டாக்குகிறது.



$$2NH_4^+ + CuSO_4 = Cu^{++} + (NH_4)_2SO_4$$

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் அம்மோனியம் ரசக் கலவை விரைவாகச் சிதைந்து மெர்க்குரி, அம்மோனியா மற்றும் ஹைட்ரஜனை உண்டாக்குகிறது.

அம்மோனியம் உப்புகள் காரங்களுடன் வினைபுரியும் முறை அவற்றிற்கே உரிய தனிச் சிறப்பாகும்.

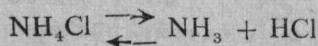
எதாவது ஒரு அம்மோனியம் உப்பின் நீர்க் கரைசலை ஒரு காரத்துடன் வினைபுரியச் செய்தால், பின்கண்ட வினை நிகழ்கிறது:



$$NH_4^+ + OH^- \rightleftharpoons NH_3 + H_2O$$

கரைசலைச் சூடு செய்தால் அம்மோனியா வெளிவிடப்படுகிறது. இதனை இதன் மணத்தாலும், ஈர லிட்மஸ் தாளின் நிறத்தை மாற்றுகின்ற தன்மையாலும் கண்டறியலாம். ஆகவே, கரைசலைக் காரத்துடன் சேர்த்து சூடு செய்வதன் மூலம் (அம்மோனியம் அயனிக்கான சோதனை) எந்த அம்மோனியம் உப்பு கரைசலில் இருந்தாலும் அதனைக் கண்டறிந்து விடலாம்.

உலர்ந்த அம்மோனியம் உப்புகளைச் சூடு செய்யும்போது எளிதில் சிதைந்து அம்மோனியாவையும் ஒரு அமிலத்தையும் தருகின்றன.



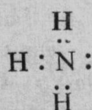
$$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_3 + HCl$$

உப்பை உண்டாக்கும் அமிலம் மேலே கண்டது போல ஆவியாகக் கூடியதாக இருப்பின், இது அம்மோனியாவுடன் சேர்ந்து வெளிப்பட்டு பின் குளிர்ந்த பிறகு மீண்டும் சேர்ந்து உப்பை உண்டாக்குகிறது. சான்றாக, ஒரு சோதனைக் குழாயின் உலர்ந்த அம்மோனியம் குளோரைடைச் சூடு செய்தால், உப்பு பதங்கமாகி

சோதனைக் குழாயின் குளிர்ந்த பாகங்களில் வெண்மை நிறப் படிவாகக் காணப்படும்.

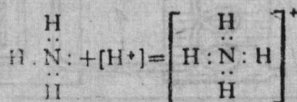
ஆனல் அமிலம் ஆவியாகாததாக இருப்பின், அம்மோனியா மட்டும்தான் வெளிவரும்; உப்பைச் சூடு செய்த குழாயிலேயே நின்றுவிடும். $(NH_4)_3SO_4$ மற்றும் $(NH_4)_3PO_4$ உப்புகளைச் சூடு செய்தல் இதற்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகும்.

அம்மோனியா நீருடன் வினைபுரியும்போதும் அம்மோனியா அமிலக் கரைசல்களுடன் வினைபுரியும்போதும் அம்மோனியம் அயனிகள் உண்டாவதற்குக் காரணம் அம்மோனியா மூலக்கூறின் அமைப்பாகும். இதன் அமைப்பினைக் கீழ்க்கண்டவாறு காட்டலாம்:

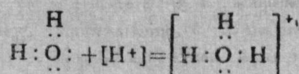


ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எலெக்ட்ரான்களோடு இணைந்த மூன்று எலெக்ட்ரான்களோடு மேலும் இரட்டை எலெக்ட்ரான்களை தனித்த நிலையில் ஹைட்ரஜன் பெற்றுள்ளது என்பது உறுதி. ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனி நைட்ரஜனுடன் கூடும்போது இவ்வெலக்ட்ரான் இணை பயன்படுத்தப்படுகிறது; பிறகு இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் நைட்ரஜனுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் பொதுவாக உள்ளன.

ஒரு தனி எலெக்ட்ரானைப் பெற்றில்லாத ஹைட்ரஜன் அயனியை $[H]^+$ எனக் குறிப்பிடின், மேற்கண்ட வினையைப் பின்வருமாறு காட்டலாம்:



ஒரு நீர் மூலக்கூறும் ஒரு $[H]^+$ அயனியும் கூடி ஆக்ஸோனியம் அயனி உண்டாவதோடு இதனை ஒப்பிடலாம்.

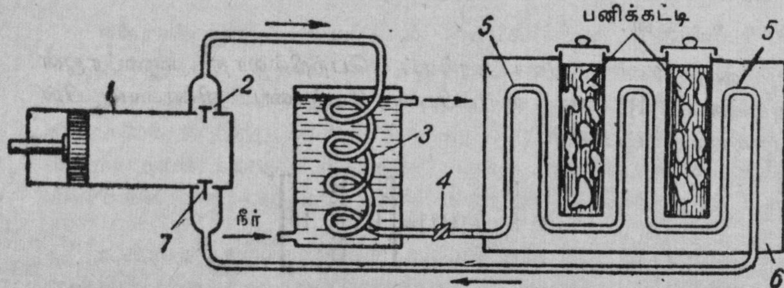


129. பயன்கள்

நடைமுறையில் அம்மோனியா மற்றும் அம்மோனியம் உப்புகள் மிகவும் அதிகமாகப் பயன்படுகின்றன. முன்பு தெரிவித்த

படி, அம்மோனியாவை மிக எளிதாக மிகக் குறைந்த அழுத்தத்திலுங்கூட (7 அல்லது 8 வளிமண்டலம்) திரவமாக்க முடிகிறது; திரவத்தின் கொதிநிலை சுமார்—35·5°C. நீர்ம அம்மோனியா ஆவியாகும்போது மிகவும் அதிகமான வெப்பத்தை உட்கொள்வதால் (327 கலோரி/கி.), கெட்டுவிடும் பொருள்களைச் சேகரித்து வைக்கும் கிடங்குகளைக் குளிர்ந்த நிலையில் வைக்க குளிரூட்டல் பொறியியல் முறையிலும், செயற்கை முறையில் பனிக்கட்டி தயாரிப்பதற்கும் நீர்ம அம்மோனியா வெகுவாகப் பயன்படுகிறது.

படம் 84 செயற்கை முறையில் குளிர்ச்சியை உண்டாக்கும் ஒரு குளிர்ச் சாதனத்தின் விளக்கப்படமாகும். இறுக்கி (Compressor) *1* அதன் உந்து தண்டினால் அம்மோனியாவை 9 வளிமண்டல அழுத்தத்திற்கு இறுக்குகிறது. இறுக்கப்பட்ட அம்மோனியா மேல் உள்ள வால்வு 2–ன் வழியாக நீரினால் குளிர்வூட்டப்படும் சுருள் 3-ன் உள்ளே செல்கிறது. இங்கு அம்மோனியா நீர்மமாகச் சுருங்குகிறது. இந்நீர்மம் திறக்கும் கருவி 4-ன் வழியாக அடர் உப்புக் கரைசலைக் கொண்ட பாத்திரம் 6-ல் வைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு நீண்ட சுருளின் 5 வழியாகச் செல்கிறது. சுருள் 5-ன் அதிக கன அளவுக் காரணமாக, உப்புக் கரைசலினின்று வெப்பத்தை நீக்கி நீர்ம அம்மோனியா விரைவாக ஆவியாகிறது. ஆவியாக்கப்



படம் 84.

குளிர் சாதனத்தின் விளக்கப் படம்

1-இறுக்கி; 2,7-வால்வுகள்; 3-அம்மோனியாவைச் சுருங்கச் செய்யும் சுருள்; 4-திறக்கும் கருவி; 5-அம்மோனியா ஆவியாகும் சுருள்; 6-அடர் உப்புக் கரைசலைக் கொண்ட பாத்திரம்.

பட்ட அம்மோனியா மீண்டும் வால்வு 7 வழியாக இறுக்கிக்கு கொண்டு வரப்படுகிறது. வால்வு 7 மேல் நோக்கியவாறு தான் திறக்கும்; இவ்வாறு அம்மோனியாவை ஒரு வழியாகச் செல்லும் படிசெய்கிறது. நீரினால் நிரப்பப்பட்ட உலோகப் பெட்டிகளை

பாத்திரம் 6-னுள் வைத்தால், நீர் உறைந்து பனிக்கட்டிகளாக மாறுகிறது. கலன் 6-ல் குளிர்விக்கப்பட்ட உப்புக் கரைசலை, பொருள்களை வைக்கும் கிடங்குகளில் அமைக்கப்பட்டுள்ள குழாய்கள் மூலம் செலுத்தினுல், கிடங்குகளுக்குத் தேவைப்படும் குறைந்த வெப்பநிலை கிடைக்கும்.

அம்மோனியம் நீர்க் கரைசல்கள் வேதியியல் ஆய்வுக் கூடங்களிலும் நிலைக் களன்களிலும் ஒரு வலுவற்ற ஆவியாகும் காரமாகப் பயன்படுகின்றன; இவை மருத்துவத்திலும் வீட்டிலும்கூட பயன்படுகின்றன. ஆனல் வாணிப முறையில் தயாரிக்கப்படும் அம்மோனியாவின் பெரும் பகுதி நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தயாரிப்பதற்கும் செயற்கை முறையில் நைட்ரஜன் உரப் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

அம்மோனியம் உப்பில் மிகவும் முக்கியமானது அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டாகும் $(NH_4)_2SO_4$. இது ஒரு சிறந்த உரமாகும். இது மிகப் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது. இதனைவிட இன்னும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்தது அம்மோனியம் நைட்ரேட்டாகும் NH_4NO_3. இந்த உரப்பொருளை முழுவதுமாக காற்று மற்றும் நீரிலிருந்து தயாரிக்க முடிகிறது. அம்மோனியம் குளோரைடு அல்லது சால் அம்மோனியச் NH_4Cl சாயத் தொழில் துறையிலும், நெசவு, அச்சுத் துறையிலும், உலோகங்களை ஒட்ட வைத்தலிலும், டின் முலாம் பூசுவதிலும் பயன்படுகிறது. ஒட்ட வைத்தலில் அம்மோனியம் குளோரைடு செயல்படுதல் அது சூடான உலோகங்களுடன் பரிசம் அடையும்போது அம்மோனியாவாகவும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடாகவும் சிதைவதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உலோக ஆக்ஸைடுகளை கரைத்து ஆவியாகும் குளோரைடு உண்டாக்குகிறது. இவ்வாறு உலோகப் பரப்பைச் சுத்தம் செய்து பற்றுசுவை (சோல்டரை) நன்ருக ஒட்டும்படிச் செய்கிறது.

நீர்ம அம்மோனியாவும், நீர்ம அம்மோனியாவைக் கொண்டு பூரிதமடையச் செய்த அம்மோனியம் உப்புக் கரைசல்களும் உரப் பொருள்களாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இவை மிகையளவில் அம்மோனியாவைப் பெற்றிருப்பது இவற்றின் முக்கிய நன்மைகளுள் ஒன்ருகும்.

130. தயாரித்தல்

சென்ற நூற்ருண்டின் இறுதிவரை நிலக்கரியிலிருந்து கார்பனை உண்டாக்கும்போது அம்மோனியா ஒரு துணை விளை

பொருளாகவே வாணிப முறையில் தயாரிக்கப்பட்டு வந்தது. நிலக்கரியில் 1-லிருந்து 2% வரை நைட்ரஜன் உள்ளது. நிலக்கரியை உலர்ந்த முறையில் காய்ச்சி வடிக்கும்போது பெரும் பாலான நைட்ரஜன் அம்மோனியா மற்றும் அம்மோனியம் உப்புகளாக வெளிப்படுகின்றன. இவற்றைக் காய்ச்சி வடிக்கும் போது உண்டாகும் பிறவாயுநிலைப் பொருள்களினின்று பிரிப்பதற்கு, சுட்டக்கரி - அடுப்பு வாயுவை நீரினூடே செலுத்தப் படுகிறது. இந்த அம்மோனியா நீர்மத்திலிருந்து அம்மோனி யாவை வெளிப்படுத்துவதற்கு இத்துடன் சுண்ணும்பைச் சேர்த்து சூடு செய்யப்படுகிறது. இவ்வாறு உண்டான அம்மோனியாவை சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் ஊடேச் செலுத்தினல் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் $(NH_4)_2SO_4$ உண்டாகிறது. தூய அம்மோனியாவை உண்டாக்குவதற்கு அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டை சுண்ணும்புடன் சேர்த்து சூடு செய்யப்படுகிறது.

நீண்ட நாட்களாக அம்மோனியாவைத் தயாரிப்பதற்கு அம்மோனியா நீர்மம்தான் மூலப்பொருளாக இருந்து வந்தது. ஆனல் 20-ம் நூற்ருண்டின் தொடக்கத்தில் அம்மோனியாவை வாணிபத்திற்கெனத் தயாரிப்பதற்கு பல புதிய முறைகள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. இவை வளிமண்டல நைட்ரஜனை நிலைப் படுத்துதலை அடிப்படையாகக் கொண்டமைந்தவைகளாகும். மனித சமுதாயத்திற்கு இக்கண்டுபிடிப்புகளின் முக்கியத்துவத்தை மதிப்பிட வேண்டுமானல் நாம் முதலில் உயிர் விசை வினைகளில் நைட்ரஜன் பெற்றுள்ள பங்கைத் தெளிவான முறையில் அறிந்து கொள்ளவேண்டும்.

மேலே தெரிவித்தபடி, நைட்ரஜன் புரோட்டீன்களினுடைய ஒரு மாருத இயைபு உறுப்பாக உள்ளது; இவ்வடிவில் நைட்ரஜன் எல்லா படைப்பு உயிரினங்களின் உணவூட்டத்திற்கும் இன்றியமையாததாக உள்ளது. இருப்பினும், வளிமண்டலத்தில் வற்ருத அளவிற்கு மிகையாக நைட்ரஜன் இருந்தபோதிலும் விலங்குகளோ அல்லது தாவரங்களோ (மிகக்குறைவான விதி விலக்குகளுடன்) இந்த நைட்ரஜனை உணவிற்காக நேரிடையாகப் பயன்படுத்த முடிவதில்லை.

தாவரங்கள் அவற்றிற்குத் தேவையான நைட்ரஜனை நிலத்தி லிருந்து பெறுகிறது. இது நிலத்தில் முக்கியமாகப் பல்வேறு கரிமச் சேர்மங்களின் வடிவில் உள்ளது. இவை படிப்படியாக நைட்ரேட்டுகளாகவும் அம்மோனியம் உப்புகளாகவும் மாறு கின்றன. நில நீர்களில் கரைந்துள்ள இவ்வுப்புகள் தாவரங்களின்

வேர்களின் மூலம் மேலே உறிஞ்சப்பட்டு, அவற்றின் செல்களில் புரோட்டீன்களாகவும் மற்றும் பிற அணைவு நைட்ரஜன் சேர்மங் களாகவும் மாற்றப்படுகின்றன.

விலங்குகளால் நைட்ரஜனை உப்புகளின் வடிவில்கூடச் செரிமானம் செய்யமுடியவதில்லை. தாவரங்களாலும் பிற விலங்குகளாலும் உண்டாக்கப்பட்ட புரோட்டீன்களே இவற்றின் உணவிற்குத் தேவைப்படுகின்றன. புரோட்டீன்களை வேறு எந்தச் சேர்மங்களினாலும் பதிலீடு செய்யமுடியாது. இக்காரணத்தினால் தான் விலங்குகள் உயிர்வாழ்வது பெரிதும் தாவரங்களைச் சார்ந்துள்ளது; இவை இவற்றிற்குத் தேவையான நைட்ரஜனைத் தாவரங்களின் மூலம்தான் பெறமுடியும்.

பொதுவாக நிலத்தில் மிகமிகக் குறைந்த அளவுகளிலேயே நைட்ரஜன் காணப்படுகிறது. இதனைத் தாவரங்கள் தொடர்ச்சி யாக எடுத்துக்கொண்டே உள்ளன. நிலத்திலிருந்து தாவரங் களினால் பிரித்து எடுக்கப்பட்ட நைட்ரஜன் பயிர்களை அறுவடை செய்யும்போது அவற்றோடு சென்று விடுகிறது. இவ்வாறு நிலத்திலுள்ள நைட்ரஜன் வற்றி மண்வளம் சிறிதுசிறிதாகக் குறைகிறது. ஆகவே, நல்ல பயிர்களைப் பெறுவதற்கு, நைட்ரஜனின் குறைவை நிலத்திற்கு நைட்ரஜன் சேர்மங்களை பல்வேறு உரப்பொருள்களாக சேர்ப்பதன்மூலம் தொடர்ச்சியாக ஈடுசெய்ய வேண்டும்.

முதல் உலகப்போருக்கு முன்பு தென் அமெரிக்காவிலிருந்து ஐரோப்பாவிற்கு இறக்குமதி செய்யப்பட்ட சோடியம் நைட்ரேட்டு தான் (சிலி சால்ட்பீட்டர்) முக்கிய நைட்ரஜன் உரப்பொருளாக இருந்தது. வெடிப்பொருள்கள் மற்றும் பிற நைட்ரஜன் சேர்மங்களை உற்பத்தி செய்வதற்குத் தேவைப்படும் நைட்ரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கும் இதுவே மூலப் பொருளாக இருந்தது.

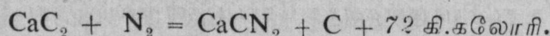
இயற்கையில் கிடைக்கும் சால்ட்பீட்டர் குறைந்த அளவில் இருந்தாலும், இவை பயன்படுத்தப்படும் இடங்களிலிருந்து வெகு தூரத்தில் இருந்தாலும் முக்கியமாக, மூலப்பொருள்கள் இறக்கு மதியாவதை குறைக்க வேண்டும் என்ற எண்ணம் வளர்ந்ததாலும் பல நாடுகளின் வேதியியத் தொழில்துறைகள் நைட்ரஜனை சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கு வளிமண்டல நைட்ரஜனை எவ்வாறு பயனாக்குவது என்பதற்கான வழியைக் கண்டறிய முயன்றன.

இந்த பிரச்சனைக்கு வெற்றிகரமாகத் தீர்வு கண்டது 20-ம் நூற்றாண்டின் தொடக்கத்தில் வேதியியலின் சாதனைகளுள் மிகவும் சிறந்ததாகும். ஒரு பத்தாண்டு காலத்தில் வளிமண்டல நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துவதற்கு பலதொழில் துறைநுணுக்கங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. இவற்றுள் அம்மோனியாவை உற்பத்திச் செய்வதற்கான இரண்டு முறைகள் கீழே விவரிக்கப்பட்டுள்ளன.

அம்மோனியாவைத் தயாரிப்பதற்கான முதல் கண்டுபிடிப்பு (*1904*) **சயனமைடு முறையாகும்.** இது, கால்சியம் கார்பைடுடன் CaC_2 நைட்ரஜன் நேரிடையாக இணையும் திறனை அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும்.

சுட்டசுண்ணம்பும் கரியும் கலந்த கலவையை ஒரு மின் உலையிலிட்டுச் சூடு செய்து கால்சியம் கார்பைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. ஒரு உயர் வெப்ப நிலையில் கால்சியம் கார்பைடு நைட்ரஜனுடன் வினைபுரிந்து திண்ம கால்சியம் சயனமைடையும் $Ca\,CN_2$ (அமைப்பு வாய்பாடு $Ca=N-C\equiv N$) தனி கார்பனையும் உண்டாக்குகிறது.

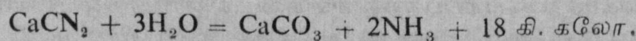
வினை கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி நிகழ்கிறது:



$$CaC_2 + N_2 = CaCN_2 + C + 72 \text{ கி.கலோரி.}$$

ஒரு இடத்தில் சூடு செய்யப்பட்ட கால்சியம் கார்பைடின் ஊடே நைட்ரஜனைச் செலுத்தி இவ்வினை நடைபெறச் செய்யப்படுகிறது. இந்த இடத்தில் நைட்ரஜன் இணையத் தொடங்கி மிகையான அளவு வெப்பத்தை வெளிவிடுகிறது. இவ்வெப்பம் சுற்றியுள்ள கார்பைடின் வெப்பத்தை உயர்த்துகிறது; எல்லா கார்பைடும் பயன்படுத்தப்படும் வரை நைட்ரஜன் தொடர்ந்து இணைகிறது.

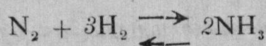
இவ்வாறு கிடைக்கும் கால்சியம் சயனமைடு ஆழ்ந்த சாம்பல் நிறத்தூளாக உள்ளது; இதன் நிறத்திற்குக் காரணம் இதில் கார்பன் அடங்கியிருப்பதாகும். இதனை 6 வளி மண்டல அழுத்தத்தில் நீராவியுடன் வினைபுரியச் செய்தால், எளிதில் சிதைந்து அம்மோனியாவையும் கால்சியம் கார்பனேட்டையும் உண்டாக்குகிறது.



$$CaCN_2 + 3H_2O = CaCO_3 + 2NH_3 + 18 \text{ கி. கலோ.}$$

ஓராண்டில் 4,000 டன்களை உற்பத்தி செய்ய வல்ல கால்சியம் சயனமைடு நிலைக்களன் முதன் முதலாக 1906-ல் இத்தாலியில் நிறுவப்பட்டது. 1921-ல் கால்சியம் சயனமைடின் உலக உற்பத்தி 500,000 டன்கள் அளவிற்கு எட்டிவிட்டது. ஆனால் இதற்குப்பின் புதிய நிலைக் களன்கள் நிறுவுவது பெரும்பாலும் முழுவதுமாக நின்றுவிட்டது; ஏனெனில் அம்மோனியாவை வாணிபத்திற்காக உற்பத்தி செய்வதற்கு (வேறொரு முறை) கண்டுபிடிக்கப்பட்டுவிட்டது. இது **நைட்ரஜனையும் ஹைட்ரஜனையும் இணையச் செய்து நேரடித்தொகுப்பு முறையில் அம்மோனியாவைப் பெறுவதாகும்**[1].

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் நைட்ரஜன் ஹைட்ரஜனுடன் கூடுவதில்லை. ஆனால் இவற்றின் வாயுக்கலவையின் ஊடே மின் பொறிகளைச் செலுத்தினால் சிறிதளவு அம்மோனியா உண்டாகிறது என்பது நீண்டகாலமாகத் தெரிந்ததொன்றாகும். இவ்வினையை நன்கு ஆய்ந்தபோது மின்பொறிகள் அம்மோனியாவை உண்டாக்குவதோடு மட்டுமல்லாமல், அம்மோனியாவைச் சிதைத்து மீண்டும் நைட்ரஜனையும் ஹைட்ரஜனையும் உண்டாக்குகிறது என்பது தெரிய வந்தது. ஆகவே, நைட்ரஜனுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் இடையே நிகழும் வினை மீளும் வினையாகும்; அதனால் சமநிலை உண்டாகிறது:



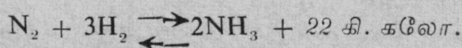
$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

மின்பொறிகளால் உண்டாகும் உயர் வெப்ப நிலையில் சமநிலை பெரிதும் இடது பக்கமாகப் பெயர்ச்சி அடைகிறது; இதனால் உண்டாகும் அம்மோனியாவின் அளவு குறைவாக உள்ளது. அம்மோனியாவின் விளைச்சலை அதிகரிப்பதற்காக எடுத்துக் கொண்ட எல்லா முயற்சிகளும் நீண்ட காலமாக தோல்வியையே கண்டு வந்தன. இந்த நூற்றாண்டின் தொடக்கத்தில்தான் மிகவும் வருந்தி உழைத்ததன் பயனாக, அம்மோனியாவின் விளைச்சல் அதிகமாகக் கிடைப்பதற்கான நிபந்தனைகள் கண்டறியப்பட்டு அம்மோனியாவை பெருமளவில் நிலைக்களன்களில் தயாரிக்க முடிந்தது. இவ்வினை நிகழ்வதற்கான நிபந்தனைகளுள் மிகவும் முக்கியமானது அதிக அழுத்தமாகும். உண்மையில்

[1] தற்போது, உண்டாக்கப்படும் கால்சியம் சயனமைடின் பெரும்பகுதி பல பயிர்களுக்கு முக்கியமாக நிலத்திற்கு நேரடியாக நைட்ரஜன் உரப்பொருளாகப் பயன்படுகிறது. சிறிது கால்சியம் சயனமைடு யூரியா மற்றும் சயனைடு சேர்மங்களை பெருமளவில் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது. கால்சியம் சயனமைடு இலைகளை உதிரச் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது.[1]

மேற்கண்ட சமன்பாட்டை நோக்கின் அம்மோனியா உண்டாகும் போது நைட்ரஜன்-ஹைட்ரஜன் வாயுக்கலவையின் கன அளவு குறைகிறது என்பது புலனாகும். எனவே, லீச் சேட்டிலியர் தத்துவத்தின்படி அழுத்தத்தை அதிகரிப்பது அம்மோனியா உண்டாதலுக்குச் சாதகமாக இருக்க வேண்டும். இதனைச் சோதனை நிரூபிக்கிறது.

மாறாக, நைட்ரஜனும் ஹைட்ரஜனும் கூடும்போது வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது என அறியப்பட்டுள்ளது.



$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 22 \text{ கி. கலோ.}$$

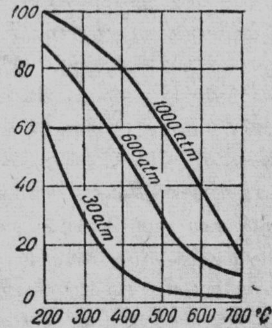
எனவே வெப்பநிலை அதிகமாக இருந்தால் அம்மோனியாவின் விளைச்சல் குறைவாக இருக்கும். ஆகவே வினையை எவ்வளவு குறைவான வெப்ப நிலையில் நிகழ்த்த முடியுமோ அவ்வாறு நிகழச் செய்ய வேண்டும். ஆனால் குறைந்த வெப்பநிலைகளில் வினை, மிகவும் மெதுவாக நடைபெறுகிறது; குறிப்பிடத் தகுந்த அளவிற்கு அம்மோனியா உண்டாவதற்கு கூட நீண்ட நேரம் ஆகிறது. முடிவாக வினையை வினைவேக மாற்றிகள் கொண்டு முடுக்கி விடப்படுகிறது.

பல்வேறு உலோகங்கள் மற்றும் அவற்றின் ஆக்ஸைடுகளில் உலோக அயர்ன் (கடற் பஞ்சு போன்ற வடிவில்) உகந்த வினை வேகமாற்றியாகச் செயல்படுகிறது. இத்துடன் மிகக் குறைந்த அளவில் அலுமினியம் மற்றும் பொட்டாசியம் சேர்மங்கள் சேர்த்துக் கொள்ளப்படுகின்றன.

நடைமுறையில் வினை சுமார் 500°C-ல் நிகழ்த்தப்படுகிறது; இவ்வெப்பநிலையில் சமநிலை இடது பக்கம் பெயர்ச்சி அடைவதை ஈடு செய்ய உயர் அழுத்தம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. படம் 85 சமநிலையில் அம்மோனியாவின் அளவு எவ்விதம் வெப்ப நிலையையும் அழுத்தத்தையும் சார்ந்து காணப்படுகிறது என்பதை விளக்கும் வரைப்படமாகும். படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ள வளை கோடுகளை நோக்கும்போது அழுத்தத்தை தகுந்தபடி உயர்த்தினால் குறைந்த மற்றும் உயர் ஆகிய இரண்டு வெப்ப நிலைகளிலும் ஒரே அளவு அம்மோனியாவைப் பெற முடியும் என்பது விளங்குகிறது.[1]

[1] 4000 -5000 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் வினைவேக மாற்றி ஏதும் இல்லாத நிலையில் தொகுப்பு முறையில் அம்மோனியாவின் விளைச்சல் 100 ஆக உள்ளது.

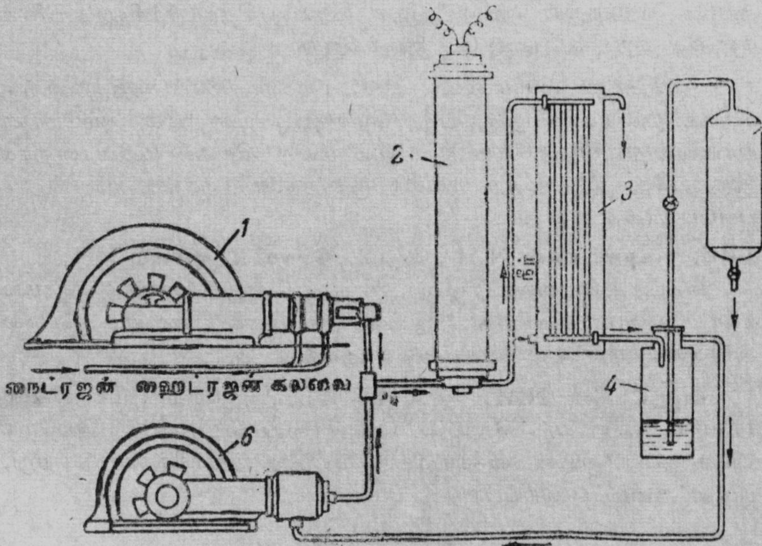
நைட்ரஜன்-ஹைட்ரஜன் கலவையைத் தயாரிப்பதற்கு வெவ்வேறு முறைகளையும், பல்வேறு அமைப்புகளைக் கொண்ட கருவிகளையும், வெவ்வேறு வினைவேக மாற்ற இயைபுகளையும் வெவ்வேறு அழுத்தங்களையும் பயன்படுத்தப்படும் பல்வேறு வகை அம்மோனியா நிலைக்களன்கள் தொழில் துறையில் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.



படம் 85.

அம்மோனியாவின் விளைச்சல் வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தைச் சார்ந்து இருத்தல்.

படம் 86-ல் தொகுப்பு முறையில் அம்மோனியாவை தயாரிப்பதற்கான நிலைக் களனின் விளக்கப்படம் காட்டப்பட்டுள்ளது. ஒரு கன அளவு நைட்ரஜனும் மூன்று கன அளவு ஹைட்ரஜனும் கொண்ட வாயுக்கலவையை இறுக்கி 1-ஐப் பயன்படுத்தி 200 அல்லது 300 வளி மண்டல அழுத்தத்திற்கு (சில நிலைக்களன்களில் 1000 வளிமண்டலம் வரை) உட்படுத்தப்படுகிறது. தூய்மை பெறுவதற்காக வடிகட்டியின்



படம் 86

தொகுப்பு அம்மோனியா நிலைக்களன்

1. இறுக்கி; 2 தொகுக்கும் அறை; 3. குளிரூட்டி; 4. பிரிப்பான் 5. திரவ அம்மோனியா சேகரிக்கும் கலம்; 6. சுழற் பம்பு.

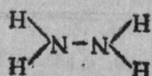
வழியாகச் சென்றபின் (படத்தில் காட்டப்படவில்லை). கலவை வினைவேக மாற்றியைக் கொண்டுள்ள தொகுக்கும் அறைக்குள் செல்கிறது; இங்குதான் அம்மோனியா உண்டாதல் நிகழ்கிறது. முழு நிலக் களனையும் வேலை செய்ய இயக்கு முன் மின்சாரத்தைக் கொண்டு தொகுப்பு அறை 500 அல்லது 550°C வெப்ப நிலைக்கு அகத்தே சூடு அடையும்படிச் செய்யப்படுகிறது. வினையின்போது வெளிப்படும் வெப்பத்தினால் இவ் வெப்பம் தானகவே வினை தொடங்கிய பின் நிலை நிறுத்தப்படுகிறது. வினைவேக மாற்றியின் மீது சென்ற பிறகு 20 விழுக்காடு அம்மோனியாவை பெற்றுள்ள வாயுக்கள் குளிரூட்டும் அறை 3க்குள் செல்கிறது. இங்கு அதிக அழுத்தத்தினால் அம்மோனியா வாயு நீர்மமாகிறது. பின் நீர்மஅம்மோனியா மாற்றம் அடையாத நைட்ரஜன்ஹைட்ரஜனிலிருந்து பிரிப்பான் 4-ல் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது மற்றும்இங்கிருந்து அம்மோனியா குறைந்த-அழுத்தமுடைய சேகரிப்பான் 5க்கு மாற்றப்படுகிறது. இங்கிருந்து இது கிடங்குகளுக்குச் செல்கிறது. எஞ்சிய வாயுக்கள் பிரிப்பானிலிருந்து சுழற் பம்பு மூலம் வெளி இழுக்கப்பட்டு, இறுக்கியிலிருந்து வரும் புதிய ஹைட்ரஜன் நைட்ரஜன் கலவையுடன் கலந்து மீண்டும் தொகுக்கும் அறை 2-க்குச் செல்கிறது. ஆகவே, ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு நைட்ரஜன் -ஹைட்ரஜன் கலவை தொடர்ச்சியாக நிலைக்களனில் சுற்றிக் கொண்டே இருக்கிறது.

தற்போது, வளிமண்டல நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துவதற்கு சிறந்த முறையாக இருப்பது தொகுப்பு முறையில் அம்மோனியாவைத் தயாரித்தலேயாகும். இம் முறை மிகவும் மலிவானதாக இருப்பதே இது மற்ற எல்லா முறைகளைக் காட்டிலும் நன்மை பயப்பதாக உள்ளது.

133. ஹைட்ரசின் N_2H_4. ஹைட்ரசோயிக் அமிலம் HN_3

நைட்ரஜன் ஹைட்ரஜனுடன் கூடி மேலும் இரண்டு சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. இவை அம்மோனியாவைப் போல அவ்வளவு முக்கியம் வாய்ந்தவை அல்ல.

ஹைட்ரசின் N_2H_4: இது ஒரு நிறமற்ற திரவம்; கொ.நிலை 113·6°C சோடியம் ஹைப்போகுளோரைட்டை அடர் அம்மோனியா கரைசலுடன் வினைபுரியச் செய்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இதன் அமைப்பு வாய்பாடு :



ஹைட்ரசின் நீருடன் ஒரு நிலையான ஹைட்ரேட்டைத் $(N_2H_5)OH$ தருகிறது. இது சிறிது காரப் பண்புகளைப் பெற்

றுள்ளது; அம்மோனியம் உப்புகளை ஒத்த ஹைட்ரசின் ஹைட்ரோ குளோரைடு N_2H_5Cl போன்ற உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. ஹைட்ரசின் ஒரு தீவிர ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரசோயிக் அமிலம் HN_3: நைட்ரிக் அமிலத்தை HNO_3 ஹைட்ரசின் நீர்க் கரைசலுடன் வினைபுரியச் செய்து இதனைத் தயாரிக்கலாம். இது ஒரு கார நெடியுடைய நிறமற்ற நீர்மம். இதன் கொதிநிலை 36°C.

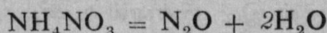
ஹைட்ரசோயிக் அமிலம் ஒரு வலுவற்ற ($K = 3 \times 10^{-5}$) அமிலம் என வகைப்படுத்தப்படுகிறது. நீர்க் கரைசலில் இது H^+ அயனியாகவும் N_3^- அயனியாகவும் பிரிகிறது. **அசைடுகள்** எனப்படும் இதன் உப்புகள் அமிலத்தைப் போன்றவையே. இவை மிகவும் வெடிக்கும் தன்மையுடையன.

லெட் அசைடு $Pb(N_3)_2$: இது தூண்டி வெடிக்கும் வெடி பொருளின் வத்தியை நிரப்புவதற்குப் பயனுகிறது.

132. நைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடுகள்

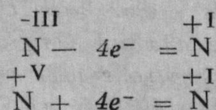
நைட்ரஜன் ஆறு ஆக்ஸைடுகளைத் தருகிறது. அவை: நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு N_2O; நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு NO; நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு NO_2; நைட்ரஜன் டெட்ராக்ஸைடு N_2O_4; நைட்ரஜன் டிரை ஆக்ஸைடு N_2O_3; நைட்ரஜன் பென்டாக்ஸைடு N_2O_5; இவை எல்லாவற்றையும் நைட்ரிக் அமிலம் மற்றும் அதன் உப்புகளிலிருந்து பெறலாம்.

நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு N_2O: அம்மோனியம் நைட்ரேட்டைச் சூடு செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது.



$$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$$

இவ்வினையில் இரண்டு நைட்ரஜன்களுள் ஒன்று எலெக்ட்ரான்களை இழக்கிறது. மற்றொன்று எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கிறது. இரண்டுமே ஒரு நேர்மின் சுமையுடையவைகளாக மாறுகின்றன.

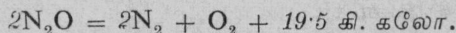


$$\overset{-III}{N} - 4e^- = \overset{+I}{N}$$
$$\overset{+V}{N} + 4e^- = \overset{+I}{N}$$

நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு ஒரு நிறமற்ற மணமற்ற வாயு; 30 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் 0°C-ல் திரவமாகிறது. இது நீரில் நன்கு கரையும்; 0°C-ல் ஒரு கனவு அளவு நீர் 1·3 கன அளவுகள்

நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடைக் கரைக்கிறது; 25°C-ல் 0·6 கன அளவு நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடைக் கரைக்கிறது. நீரில் கரையும்போது நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு நீருடன் கூடுவதில்லை.

நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு ஒரு வெப்பத்தை உட்கொள்ளும் சேர்மம். சூடு செய்யும்போது எளிதில் சிதைந்து நைட்ரஜனையும் ஆக்ஸிஜனையும் உண்டாக்குகிறது.



$$2N_2O = 2N_2 + O_2 + 19{\cdot}5 \text{ கி. கலோ.}$$

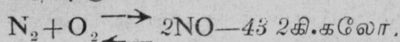
ஆகவே இது எரிவதற்கு நன்கு துணை செய்கிறது. நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடினுள் நுழைக்கப்பட்ட எரியும் குச்சி தூய ஆக்ஸிஜனில் எரிவது போல் நன்கு சுடர்விட்டு எரிகிறது; பாஸ்பரஸ், சல்ஃபர் மற்றும் பிற பொருள்களும் நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடில் தீவிரமாக எரிந்து நைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகின்றன.

நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடை சிறிய அளவுகளில் சுவாசித்தல், வலியை இறக்கச் செய்கிறது. எனவே, சாதாரண அறுவைச் சிகிச்சைகள் செய்யும்போது நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடை ஆக்ஸிஜனுடன் கலந்து சில சமயங்களில் உணர்வகற்றியாகப் பயன் படுத்தப்படுகிறது. மிகையான அளவில் நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு நரம்பு அமைப்பைக் கிளர்வுறச் செய்கிறது. இக்காரணத்தினால் தான் இது முன்பெல்லாம் 'சிரிக்கச் செய்யும் வாயு' என்றழைக் கப்பட்டது.

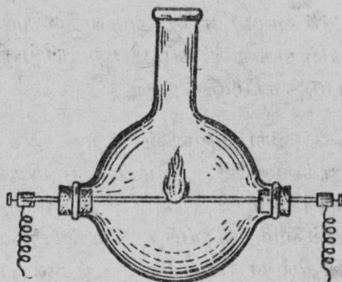
நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு NO: சாதாரண சூழ்நிலைகளில் நைட் ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் ஒன்றோடு ஒன்று வினைபுரிவதில்லை. ஆனால் மிக உயர் வெப்பநிலைகளில், சான்றாக, மின் பொறிகளைக் காற் றினூடே செலுத்தும்போது நைட்ரஜன் நேரிடையாக ஆக்ஸிஜ னுடன் கூடி நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது. இக் காரணத்தினால் தான் இடி மின்னல் உண்டாகும்போது நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு வளிமண்டலத்தில் உண்டாகிறது.

மின்னிறக்கத்தினால் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாவதைப் பின் கண்ட சோதனை மூலம் விளக்கலாம். ஒரு பெரிய குடுவையின் பக்கக் கழுத்துகளில் செருகி உள்ள அடைப்பான்கள் வழியே இரண்டு தடித்த காப்பர் கம்பிகளைச் செலுத்துக (படம் 87). இவற்றை ஒரு பெரிய தூண்டுச்சுருளின் முனைகளுடன் இணைசுருள் வழியாக மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால், கம்பிகளின் இரு முனை களுக்கிடையே தொடர்ச்சியாக மின்பொறி தோன்றுகிறது; மற்றும் இதற்கு மேலே ஆக்ஸிஜனில் எரியும் நைட்ரஜனின் சுடர் மஞ்சள் நிறமாகக் காட்சியளிக்கிறது.

நைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனிலிருந்து நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகும் வினை மீளும் தன்மையது; வினையின்போது பெருமளவில் வெப்பம் உட்கொள்ளப் படுகிறது.



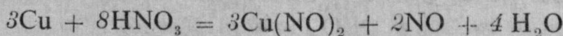
$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - 43.2 \text{ கி.கலோ.}$$



படம் 87.
நைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனில் எரிவதை விளக்கும் கருவி.

குறைந்த வெப்பநிலைகளில் இவ்வினையின் சமநிலை நடைமுறையில் முழுவதுமாக இடது பக்கம் பெயர்வு அடைந்து விடுகிறது; அதாவது உண்டான நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் அளவு மிக மிகக் குறைவாக இருக்கும். வெப்பநிலை உயரும்போது சமநிலை வலதுபக்கமாகப் பெயர்ச்சி அடையத் துவங்குகிறது; ஆனால், மிக மெதுவாக அதாவது 1000°C-ல் கூட வாயுக் கலவை 1% நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைப் பெற்றிருக்கும் அளவிற்குத்தான் வினை நிகழ்கிறது. வெப்பநிலையைக் குறைத்தால் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு மீண்டும் நைட்ரஜனாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைகிறது; ஆனால், வாயுக் கலவையை அதிவேகமாகக் குளிரச் செய்தால், சமநிலை உடனடியாகப் பெயர்வு அடைவதற்கான வாய்ப்பை இழந்து விடுகிறது; மேலும் இதற்குப்பின்பும், குறைந்த வெப்பநிலைகளில் வினை மிகவும் மெதுவாக நடைபெறுவதன் காரணத்தினால் சமநிலை பெயர்வு கொள்வதில்லை. ஆகவே, உயர் வெப்ப நிலைகளில் உண்டான நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு முழுவதும் அப்படியே வாயுக் கலவையில் இருக்கிறது. இவ்வினையின் நடைமுறைப் பயன்பாட்டை பிரிவு 135-ல் விரிவாகக் காண்போம்.

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தை காப்பருடன் வினைபுரியச் செய்து பொதுவாக நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு சோதனைச் சாலையில் தயாரிக்கப்படுகிறது:



$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO)_2 + 2NO + 4H_2O$$

அல்லது அயனி வழியில்,



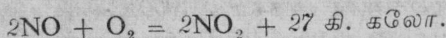
$$3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ = 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$$

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு ஒரு நிறமற்ற வாயு. இதனைச் சுருங்கச் செய்வது மிகவும் கடினம். திரவ NO — 151. 8°C–ல் கொதிக்கிறது; — 163. 7°C-ல் திண்மமாகிறது. இது நீரில் இலேசாகக் கரைகிறது. ஒரு கன அளவு நீர் 0°C-ல் 0.07 கன அளவு

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை மட்டும்தான் கரையச் செய்கிறது. நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு எந்த அமிலத்தையும் தருவதில்லை. எனவே, வேதியியப் பண்புகளின் அடிப்படையில் இது நடுநிலை ஆக்ஸைடு என வகைப் படுத்தப்படுகிறது

நைட்ரஜனின் மற்ற ஆக்ஸைடுகளைவிட நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு ஆக்ஸிஜனை இழப்பது மிகவும் கடினமாக உள்ளது இதன் காரணமாகத்தான் ஆக்ஸிஜனுடன் மிகவும் தீவிரமாக கூடும் தன்மை வாய்ந்த பாஸ்பரஸ் போன்ற பொருள்கள் மட்டும்தான் இதில் எரிகின்றன. ஆனால் எரியும் மெழுகுவத்தி, குச்சி அல்லது சல்ஃபர் துண்டை நைட்ரிக் ஆக்ஸைடினுள் நுழைத்தால் அணைந்து விடுகின்றன.

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் மிக முக்கிய தனிச் சிறப்பு அது சூடு செய்யாமலேயே வெகு எளிதில் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி பழுப்புநிற நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடை உண்டாக்குவதாகும்.

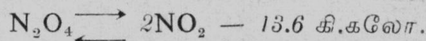


$$2NO + O_2 = 2NO_2 + 27 \text{ கி. கலோ.}$$

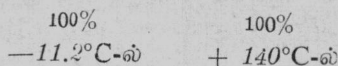
சான்றாக, நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைக்கொண்ட ஒரு சிலிண்டரைத் திறந்தால், அதன் வாயில் உடனடியாக பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு தோன்றுகிறது.

நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு: இது பழுப்பு நிறமுடைய நச்சுத் தன்மை வாய்ந்த தனக்கே உரித்தான மணத்தைக் கொண்ட ஒரு வாயு. இதனை எளிதில் சிவப்புநிற நீர்மமாக்கலாம் (கொதிநிலை 20·7°C); குளிர்ச்சி அடையும்போது இதன் நிறம் வெளிறிய தன்மையைப் பெறுகிறது.—11·2°C-ல் இது ஒரு நிறமற்ற படிக வடிவப் பொருளாக உறைகிறது. மாறாக, சூடு செய்யும்போது வாயுநிலை நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடின் நிறம் ஆழ்ந்த தன்மையைப் பெற்று 140°C-ல் பெரிதும் கறுப்பாக மாறிவிடுகிறது. வெப்பநிலை உயரும்போது நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடின் நிறத்தில் உண்டாகும் மாற்றத்தை அடுத்து அதன் ஆவியின் அடர்த்தியிலும் மாற்றம் உண்டாகிறது. குறைந்த வெப்ப நிலையில் இதன் ஆவி அடர்த்தி N_2O_4 என்ற இரட்டை வாய்பாட்டுடன் ஒத்திருக்கிறது. வெப்பநிலை உயரும்போது ஆவி அடர்த்தி குறைந்து 140°C-ல் சரியாக NO_2 என்ற வாய்பாட்டுடன் ஒத்தி ருக்கிறது. ஆகவே;-11.2°C மற்றும் இதற்குக் குறைவான வெப்ப நிலையில் நிலவியிருக்கும் நிறமற்ற படிகங்கள் முழுவதுமாக N_2O_4 மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்க வேண்டும் எனக் கொள்ளலாம். எனவே, இதனை நைட்ரஜன் டெட்ராக்ஸைடு என அழைக்கலாம். சூடு செய்யும் போது நிறமற்ற நைட்ரஜன் டெட்ராக்ஸைடு படிப்

படியாகச் சிதைந்து ஆழ்ந்த பழுப்பு நிறமுடைய நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு மூலக்கூறுகளை உண்டாக்குகிறது; முழுமையான சிதைவு *140°C*-ல் நிகழ்கிறது. எனவே—*11.2°C*க்கும் + *140°C*-க்கும் இடைப்பட்ட வெப்பநிலைகளில் இப்பொருள் NO_2 மற்றும் N_2O_4 மூலக்கூறுகளைச் சமநிலையில் கொண்ட ஒரு கலவையாகவே எப்போதும் உள்ளது.



$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2 - 13.6 \text{ கி.கலோ.}$$



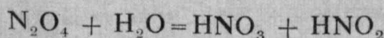
100% —*11.2°C*-ல்   100% + *140°C*-ல்

நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு *140°C*-க்கு மேலான வெப்பநிலையில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைகிறது.

நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு ஒரு வலுவான ஆக்ஸிஜனேற்றி. பல பொருள்களால் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடிலிருந்து ஆக்ஸிஜனை பிரித்தெடுத்துக் கொண்டு எரிய முடிகிறது. இது சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடை சல்ஃப்யூரிக் நீரிலியாக ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது. இதுவே சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தை லெட் அறை முறையில் தயாரிப்பதற்கான அடிப்படைத் தத்துவமாக உள்ளது (பிரிவு 120--ஐ காண்க).

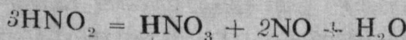
நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு ஆவி மிகவும் நச்சுத்தன்மையது இதனை உட்சுவாசித்தல் மூச்சுவிடும் வழியில் எரிச்சல் உண்டாகும்; சில சமயத்தில் மிகவும் நச்சுத் தன்மையுடையதாகவும் உள்ளது.

நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடை அல்லது சிறப்பாக டெட்ராக்ஸைடை நீரில் கரைத்தால், நீருடன் வினைபுரிந்து நைட்ரிக் மற்றும் நைட்ரஸ் அமிலங்களை உண்டாக்குகிறது.



$$N_2O_4 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$$

ஆனால் நைட்ரஸ் அமிலம் மிகவும் நிலையற்றது; எனவே, விரைவாகச் சிதைந்து நைட்ரிக் அமிலம், நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு மற்றும் நீரை உண்டாக்குகிறது.



$$3HNO_2 = HNO_3 + 2NO + H_2O$$

ஆகவே, நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடுக்கும் (டெட்ராக்ஸைடு) சிறிது சூடான நீருக்கும் இடையே நிகழும் வினை நடைமுறையில் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி நிகழ்கிறது:

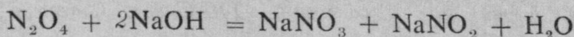


$$3N_2O_4 + 2H_2O = 4HNO_3 + 2NO$$

முன்னர் கூறப்பட்ட இரண்டு சமன்பாடுகளுள் முதலாவதை மூன்றால் பெருக்கி இத்துடன் இரண்டாவதைக் கூட்டினால் இச் சமன்பாடு கிடைக்கும்.

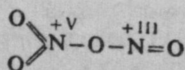
இவ்வாறு உண்டாகும் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் உடனடியாக நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது. எனவே, காற்றின் முன்னிலையில் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு முழுவதுமாக நைட்ரிக் அமிலமாக மாறுகிறது. இவ் வினை தொழில் துறையில் முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக உள்ளது; இவ்வினை நைட்ரிக் அமிலத்தை உற்பத்தி செய்வதற்கு தற்கால முறைகளில் பயன்படுகிறது.

நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடை (டெட்ராக்ஸைடு) காரங்களில் கரைத்தால், நைட்ரேட்டுகளும் நைட்ரைட்டுகளும் கலந்த கலவை கிடைக்கிறது.



$$N_2O_4 + 2NaOH = NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$$

நீர் மற்றும் காரங்களுடன் வினைபுரியும் நைட்ரஜன் டெட்ராக்ஸைடின் மேற்கண்ட வினைகள் இதன் மூலக்கூறில் ஒரு நைட்ரஜன் +5 இணைதிறனையும் மற்றொன்று + 3 இணைதிறனையும் கொண்டுள்ளன என்பதைக் காட்டுகின்றன. எனவே, நைட்ரஜன் டெட்ராக்ஸைடை நைட்ரஸ் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலங்களின் கலந்த நீரிலி எனக் கருதலாம். இதன் அமைப்பு வாய்ப்பாட்டைக் கீழ்க் கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்:

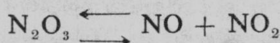


NO மற்றும் NO_2 மூலக்கூறுகளிலுள்ள எல்லா அணுக்களின் மொத்த இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களை எண்ணினால் நமக்குக் கிடைப்பது முறையே $11(5+6)$ மற்றும் $17(5+2\times6)$ ஆகும். அதாவது இரண்டிலும் எலெக்ட்ரான்கள் ஒற்றைப்படை எண்ணிக்கையில் எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ள சில மூலக் கூறுகளில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும் நைட்ரஜன் டைட் ஆக்ஸைடும் அடங்கும். இதுபோன்ற மூலக்கூறுகள் இணையா எலெக்ட் ரான்களைக் கொண்ட தனி அணுக்களைப் போலவே வேதியியத் தன்மையில் செயல்படுகின்றன. இணையா எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளை **தனி உறுப்புகள்** என்கிறோம்.

நைட்ரஜன் டிரைஆக்ஸைடு அல்லது நைட்ரஸ் நீரிலி N_2O_3

இது ஒரு ஆழ்ந்த நீலநிறமுடைய நீர்மம். இது + 3·5°C-ல் கொதிக்கிறது; அதன் பிறகு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாகவும் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடாகவும் சிதைகிறது. குளிரச் செய்யும்போது சமகன

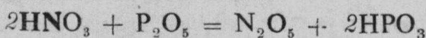
அளவுகளில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடும் கலந்த சலவை நைட்ரஜன் டிரை ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது.



$$N_2O_3 \rightleftharpoons NO + NO_2$$

நைட்ரஜன் டிரை ஆக்ஸைடு நைட்ரஸ் அமிலத்தைச் சார்ந்த தாகும்.

நைட்ரஜன் பென்டாக்ஸைடு அல்லது நைட்ரிக் நீரிலி N_2O_5: இது ஒரு படிக வடித்தான திண்மப்பொருள். உருகுநிலை 32.3°C. பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடை நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து இதனைப் பெறலாம்.

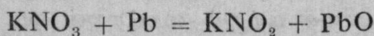


$$2HNO_3 + P_2O_5 = N_2O_5 + 2HPO_3$$

நைட்ரஜன் பென்டாக்ஸைடு ஒரு தீவிர ஆக்ஸிஜனேற்றி பல கரிமப் பொருள்கள் இதனுடன் பரிசம் பெறும்போது சுடரை வெளிவிடுகின்றன. நைட்ரஜன் பென்டாக்ஸைடு எளிதில் நீரில் கரைந்து நைட்ரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

133. நைட்ரஸ் அமிலம் HNO_2

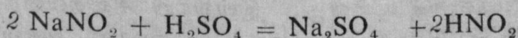
பொட்டாசியம் அல்லது சோடியம் நைட்ரேட்டைச் சூடு செய்தால் அது அதன் ஆக்ஸிஜனில் ஒரு பகுதியை இழந்து நைட்ரஸ் அமிலத்தின் உப்பாக மாறுகிறது. சிதைதல் லெட்டின் முன்னிலையில் மிகவும் எளிதாக நடைபெறுகிறது. லெட் வெளிப் படும் ஆக்ஸிஜனை ஈர்த்துக் கொள்கிறது.



$$KNO_3 + Pb = KNO_2 + PbO$$

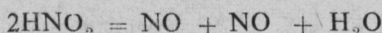
நைட்ரஸ் அமிலத்தின் உப்புகள் **நைட்ரைட்டுகள்** எனப் படும். இவை (சில்வர் உப்பைத் தவிர) நீரில் நன்கு கரையும் படிகவடித்தான பொருள்கள் சோடியம் நைட்ரைட் $NaNO_2$ பல்வேறு சாயங்கள் செய்யப் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

ஏதாவதொரு நைட்ரைட்டு கரைசலுடன் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை வினைபுரியச் செய்தால், நைட்ரஸ் அமிலம் உண்டா கிறது.



$$2\,NaNO_2 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_2$$

இது ஒரு வலுவற்ற அமிலம் ($K = 5 \times 10^{-4}$) இது மிகவும் நீர்த்த நீர்க் கரைசலில் மட்டும்தான் காணப்படுகிறது. கரைசலை அடர்ப்பித்தாலோ அல்லது சூடு செய்தாலோ நைட்ரஸ் அமிலம் சிதைந்து நைட்ரிக் ஆக்ஸைடையும் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸை டையும் உண்டாக்குகிறது.



$$2HNO_2 = NO + NO_2 + H_2O$$

நைட்ரஸ் அமிலம் ஒரு வலுவான ஆக்ஸிஜனேற்றி; ஆனால் மிகச் சக்தி வாய்ந்த பிற ஆக்ஸிஜனேற்றிகளால் இதுவே நைட்ரிக் அமிலமாக ஏற்றம் அடைகிறது.

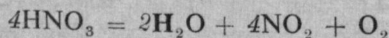
134. நைட்ரிக் அமிலம்

தூய நைட்ரிக் அமிலம் 1·50கி/செ.மீ³ அடர்த்தியைக் கொண்ட ஒரு நிறமற்ற நீர்மம். கொதிநிலை 83.8°C; உறைநிலை -42°C, இது பளிங்கு போன்ற படிகவடித்தான பொருளாக உறைகிறது. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைப் போலவே இவ்வமிலமும் காற்றில் புகைகிறது; ஏனெனில் இதன் ஆவிகள் காற்றிலுள்ள ஈரத்துடன் மிகச் சிறிய பனி போன்ற திவலைகளை உண்டாக்குகின்றன.

நைட்ரிக் அமிலம் நீருடன் கலக்கும் தன்மையது. இதன் 68% கரைசல் 120·5°C-ல் கொதிக்கிறது; இதனை எவ்வித மாற்றமும் இன்றிக் காய்ச்சி வடிக்கலாம். இதுவே வாணிப முறையில் பொதுவாகப் பயன்படும் நைட்ரிக் அமிலத்தின் இயைபாகும்; இதன் அடர்த்தி 1·4கி./செ.மீ³.

96—98% HNO_3-ஐக் கொண்ட, நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு கரைந்திருப்பதால் சிவந்த பழுப்பு நிறமுடைய அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தைப் **புகையும்** நைட்ரிக் அமிலம் என்கிறோம்:

நைட்ரிக் அமிலம் வேதியிய முறைப்படி மிகவும் நிலைத்த தன்மை கொண்டதல்ல. ஒளியின் செயலினால் கூட இது படிப்படியாக, நீர், ஆக்ஸிஜன் மற்றும் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடாகச் சிதைகிறது.



$$4HNO_3 = 2H_2O + 4NO_2 + O_2$$

வெப்பநிலை எந்த அளவிற்கு உயர்வாக இருக்கிறதோ, மற்றும் அமிலம் எந்த அளவிற்கு அடர்வுடையதாக இருக்கிறதோ அந்த அளவிற்கு அமிலம் விரைவாகச் சிதைகிறது. இதன் காரணமாகத் தான் சால்ட்பீட்டரிலிருந்து தயாரிக்கப்படும் நைட்ரிக் அமிலம் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடைக் கொண்டுள்ளதால் எப்போதும் மஞ்சள் நிறமாகவே உள்ளது. இவ்வாறு சிதைவதைத் தடுக்க அமிலம் 20°C-ல் கொதிப்பதற்குப் போதுமான அளவு குறைந்த அழுத்தத்தில் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது.

வலுவான அமிலங்களில் நைட்ரிக் அமிலமும் ஒன்றாகும்; நீர்த்தக் கரைசலில் இது முழுவதுமாக H^+ அயனிகளாகவும் NO_3^- அயனிகளாகவும் பிரிவடைகிறது.

நைட்ரிக் அமிலத்தின் மிக முக்கியச் சிறப்புப் பண்பு அதன் ஓங்கிய ஆக்ஸிஜனேற்றத் திறனாகும். **மிகவும் சக்தி வாய்ந்த ஆக்ஸிஜனேற்றிகளுள் நைட்ரிக் அமிலமும் ஒன்றாகும்.** இதனால் பல அலோகங்கள் எளிதில் அவற்றிற்குரிய அமிலங்களாக ஏற்றம் அடைகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, சல்ஃபரை நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து கொதிக்க வைத்தால் அது மெதுவாக சல்ஃபூரிக் அமிலமாக ஏற்றமடைகிறது; பாஸ்பரஸ் பாஸ்பாரிக் அமிலமாக ஏற்றம் பெறுகிறது. ஒரு எரியும் கரியை அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தினூடே தாழ்த்தினால், எரியும் கரி அணையாதிருப்பதோடு மிகவும் ஒளியுடன் எரியத் தொடங்கி, அமிலத்தைச் சிவந்த-பழுப்புநிற நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடாகச் சிதைக்கிறது. சில சமயங்களில் ஏற்றத்தின்போது வெப்பம் வெளிப்படுகிறது; இதன் காரணமாக ஏற்றம் அடையும் பொருள் முன்பே சூடு செய்யப்படாமல் தானாகவே தீப்பற்றி எரிகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, சிறிது புகையும் நைட்ரிக் அமிலத்தை ஒரு ஆவியாக்கும் அகழியில் ஊற்றி, அகழியை ஒரு அகன்ற முகவையின் அடிப்பாகத்தின்மேல் வை. இப்போது அகழியில் உள்ள அமிலத்தில் டர்பென்டைனை ஒரு பிப்பெட்டின் மூலம் துளித் துளியாகச் சேர். ஒவ்வொரு துளியும் அமிலத்தில் விழும் போது தீப்பிடித்து அதிகச் சுடருடன் எரிகிறது; இதனால் புகைக் கரி உண்டாகிறது (படம் 88).

சூடு செய்யப்பட்ட மரத்தூளையும் ஒரு துளி புகையும் நைட்ரிக் அமிலத்தைக் கொண்டு தீப்பிடித்து எரியச் செய்யலாம். கோல்டு, பிளாட்டினம் மற்றும் சில அரிய உலோகங்களைத் தவிர மற்ற எல்லா உலோகங்களையும் நைட்ரிக் அமிலம் தாக்கி அவற்றை நைட்ரேட்டுகளாக மாற்றுகிறது. பின்னவை நீரில் கரைவதால், நடைமுறையில் உலோகங்களை, முக்கியமாக பிற அமிலங்களினால் மிகக்குறைந்த அளவே பாதிக்கப்படும் காப்பர், சில்வர், லெட் போன்ற உலோகங்களைக் கரைப்பதற்கு எப்போதும் நைட்ரிக் அமிலமே பயன்படுத்தப்படுகிறது.



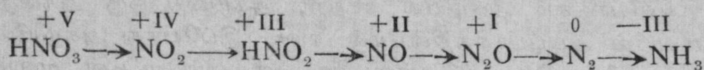
படம் 88

நைட்ரிக் அமிலத்தில் டர்பென்டைன் தீப்பிடித்து எரிதல்

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் எளிதில் கரையும் சில உலோகங்கள்

(அயர்ன், அலுமினியம்) குளிர்ந்த அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைவதில்லை என்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும். இதனைக் கண்டறிந்தவர் லோமனோசோவ் ஆவர். இதற்குக் காரணம் உலோகத்தின் பரப்பின் மீது ஒரு மெல்லிய ஆக்ஸைடு ஏடு படிந்து, அதனை மேலும் அமிலம் பாதிக்காதபடி தடுப்பதேயாகும் என்பது தெளிவு. அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்தபின் இதுபோன்ற உலோகங்கள் 'செயலறு நிலையைப்' பெறுகின்றன; அதாவது நீர்த்த அமிலங்களில் கரையக்கூடிய தங்களது சக்தியையும் இழக்கின்றன.

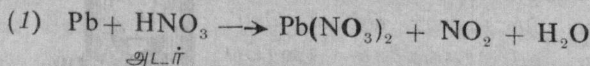
நைட்ரிக் அமிலத்தின் ஏற்றப்பண்புகளுக்குக் காரணம் அதன் மூலக்கூறுகளின் நிலையற்றத் தன்மையும், மிக உயர் ஏற்ற நிலையில், அதாவது $+5$ இணைதிறன் நிலையில் நைட்ரஜன் காணப்படுவதும் ஆகும். ஏற்றம் அடையச் செய்யும்போது நைட்ரிக் அமிலம் கீழ்க் கண்ட சேர்மங்களுக்கு அடுத்தடுத்து ஒடுக்கம் அடைகிறது :



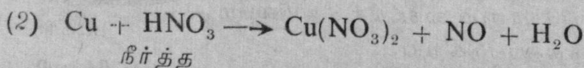
$$\overset{+V}{HNO_3} \longrightarrow \overset{+IV}{NO_2} \longrightarrow \overset{+III}{HNO_2} \longrightarrow \overset{+II}{NO} \longrightarrow \overset{+I}{N_2O} \longrightarrow \overset{0}{N_2} \longrightarrow \overset{-III}{NH_3}$$

நைட்ரிக் அமிலம் ஒடுக்கம் அடையும் வீதம் அதன் அடர்வையும் ஒடுக்கியின் வலுத் தன்மையையும் சார்ந்து உள்ளது. அமிலம் மிகவும் நீர்த்ததாக இருப்பின் அது மிகவும் அதிகமாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. அடர் நைட்ரிக் அமிலம் எப்போதும் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் பொதுவாக NO நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக அல்லது Fe, Zn, Mg போன்ற மிகவும் வீரிய உலோகங்களின் செயலினால் நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடாக N_2O ஒடுக்கம் அடைகிறது. ஆனால், அமிலம் மிகவும் நீர்த்ததாக இருந்தால், முக்கியமாக கிடைக்கும் ஒடுக்க விளைபொருள் NH_3 ஆகும்; அது மிகை அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து அம்மோனியம் நைட்ரேட்டாக மாறுகிறது.

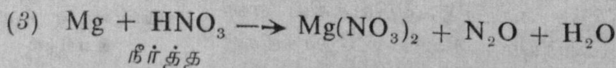
எடுத்துக்காட்டிற்காக, நைட்ரிக் அமிலம் பங்குபெறும் பல்வேறு ஏற்ற வினைகளுக்கான சமன்பாடுகள் (சமன் செய்யாதவை) கீழே தரப்பட்டுள்ளன ;



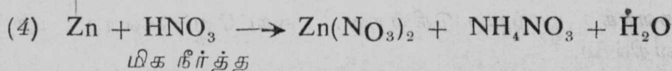
$$(1)\quad Pb + \underset{\text{அடர்}}{HNO_3} \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$



$$(2)\quad Cu + \underset{\text{நீர்த்த}}{HNO_3} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$



$$(3)\quad Mg + \underset{\text{நீர்த்த}}{HNO_3} \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$$

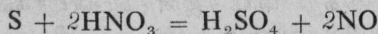


$$(4)\quad Zn + \underset{\text{மிக நீர்த்த}}{HNO_3} \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$$

மாணவர்கள் இவ்வினைகளின் சமன்பாடுகளைச் சமன் செய்து பார்க்க வேண்டும்.

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் உலோகங்களுடன் வினைபுரியும் போது, விதிப்படி, ஹைட்ரஜன் வெளிவிடப்படுவதில்லை. என்பதைக் குறிப்பிட வேண்டும்.

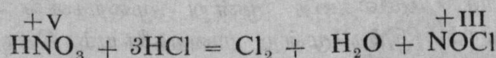
அலோகங்களை ஏற்றம் செய்யும்போது நைட்ரிக் அமிலம் பொதுவாக NO நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக ஒடுக்கம் பெறுகிறது. எடுத்துக்காட்டு:



$$S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO$$

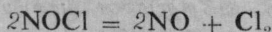
மேற்கண்ட சமன்பாடுகள் நைட்ரிக் அமிலத்தின் மிக முக்கிய மாதிரி ஏற்றப் பண்பை விளக்குவதாக உள்ளன. இருப்பினும், பொதுவாக நைட்ரிக் அமிலம் பங்கு பெறும் எல்லா ஏற்ற வினைகளும், ஒரே சமயத்தில் பல்வேறு ஒடுக்க வினைபொருள்கள் உண்டாவதன் காரணமாக மிகவும் சிக்கலானவைகளாக உள்ளன என்பதை அறிந்து கொள்ள வேண்டும். இவற்றைப்பற்றி தெளிவான கருத்து இருப்பாதாக இன்னும் கருத முடியாது.

ஒரு கன அளவு நைட்ரிக் அமிலம் மூன்று கன அளவுகள் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் கலந்த கலவை **இராஜத் திராவகம்** (aqua regia) எனப்படும். இராஜத் திராவகம் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரையாத சில உலோகங்களை கரையச் செய்கிறது; இவற்றுள் உலோகங்களின் அரசனை கோல்டும் அடங்கும். நைட்ரிக் அமிலம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை ஏற்றம் அடையச் செய்து குளோரினை வெளிப்படுத்தி நைட்ரோசைல் குளோரைடை NOCl உண்டாக்குவதே இதன் செயலுக்குக் காரணமாகும்:



$$\overset{+V}{HNO_3} + 3HCl = Cl_2 + H_2O + \overset{+III}{NOCl}$$

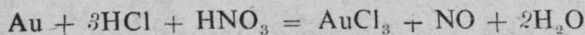
நைட்ரோசைல் குளோரைடு வினையின் ஒரு இடைநிலைப் பொருளாகும்; இது நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாகவும் குளோரினாகவும் சிதைகிறது:



$$2NOCl = 2NO + Cl_2$$

வெளிப்பட்ட குளோரின் உலோகங்களுடன் கூடி உலோகக் குளோரைடுகளை உண்டாக்குகிறது; எனவே, உலோகங்களை இராஜத் திராவகத்தில் கரைக்கும் போது அவை குளோரைடு

களாக மாற்றப்படுகின்றன. நைட்ரேட்டுகளாக மாற்றப்படுவதில்லை.



$$Au + 3HCl + HNO_3 = AuCl_3 + NO + 2H_2O$$

நைட்ரிக் அமிலம் பல கரிமப் பொருள்களைத் தாக்கி, கரிமச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறில் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ரஜன் அணுக்களை நைட்ரோ தொகுதிகளால் NO_2 பதிலீடு அடையச் செய்கிறது. இவ்வினைக்கு **நைட்ரோ ஏற்றம்** (nitration) என்று பெயர். இது கரிம வேதியியலில் மிகவும் முக்கியத்துவம் பெற்றுள்ளது.

நைட்ரிக் அமிலத்தை பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடுடன் வினை புரியச் செய்தால், பின்னது நைட்ரிக் அமிலத்திலிருந்து நீரின் தனிமங்களைப் பிரித்தெடுத்து நைட்ரஜன் பென்டாக்ஸைடையும் மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலத்தையும் உண்டாக்குகிறது.

நைட்ரிக் அமிலம் நைட்ரஜனின் சேர்மத்தில் மிகவும் முக்கியமானதாகும். நைட்ரஜன் உரப்பொருள்கள் மற்றும் கரிமச் சாயங்களைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கு மிகையான அளவுகளில் நைட்ரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது. பல வேதி வினைகளில் இது ஏற்றியாகப் பயன்படுகிறது. லெட் அறை முறையில் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கும், உலோகங்களை கரைப்பதற்கும், நைட்ரேட்டுகளைத் தயாரிப்பதற்கும், நைட்ரோ ஸெல்லுலோஸ் வார்னீஷ்கள், படக்காட்சி ஏடு ஆகியவற்றைப் பெருமளவில் பெறுவதற்கும் மற்றும் பல்வேறு வேதி வினைகளில் நைட்ரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது. புகையற்ற வெடிமருந்து, மற்றும் சுரங்கம் தோண்டல் போன்ற பல்வேறு பூமியைச் சேர்ந்த வேலைகளுக்கு (கால்வாய்கள், அணைகள் அமைத்தல்) பெரிதும் பயன்படும் வெடிப்பொருள்களைத் தயாரிப்பதிலும், பாதுகாப்புப் பயன்களுக்காகவும் நைட்ரிக் அமிலம் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

135. நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தொழிற்துறை முறையில் தயாரித்தல்

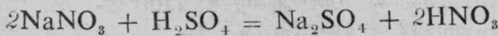
நைட்ரிக் அமிலத்தை மூன்று முறைகளில் பெருமளவில் தயாரிக்கலாம் இந்த மூன்று முறைகளையும் தொழிற்சாலையில் இவற்றின் பயன் கால வரிசையில் விவரிப்போம்.

1. **சிலி சால்ட் பீட்டரிலிருந்து நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தல்:** மிகவும் பழையதும் 17-வது நூற்றூண்டின் மத்திய காலத்திற்கு முன்பே பயன்படுத்தப்பட்டு வந்தது:மான முறையில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிப்பதற்கு சிலி சால்ட் பீட்டர் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து சூடு செய்யப்படுகிறது.



$$NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$$

சூடு செய்வதனால் வெளிப்பட்ட நைட்ரிக் அமில ஆவி நீரினல் குளிர்விக்கப்பட்ட ஒரு கொள்கலத்தினூடே செலுத்தப்படுகிறது. இங்கு இது நீர்மமாகச் சுருங்குகின்றது. மிகையான அளவு சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் இலேசாகச் சூடு செய்தால் அமில உப்பு விளைபொருளாகக் கிடைக்கிறது. ஆனல், சால்ட்பீட்டரை மிகையாக எடுத்துக் கொண்டு கலவையைத் தீவிரமாகச் சூடு செய்தால் சாதாரண சல்பேட் உப்பு கிடைக்கிறது.



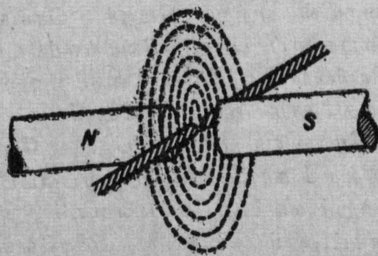
$$2NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_3$$

இவ்வினையின்போது சிதைவு நிகழ்வதால் உண்டாகும் நைட்ரிக் அமிலத்தில் பெரும்பகுதி இழக்கப்படுகிறது. எனவே, வினை முன் சமன்பாட்டின்படி நிகழும்படிச் செயப்படுகிறது.

இந்த நூற்றாண்டின் தொடக்க காலம் வரை நைட்ரிக் அமிலத்தை வாணிபத்தின் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கு இம்முறைதான் பயன்பட்டு வந்தது. இதிலிருந்து வளிமண்டல நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதலை அடிப்படையாகக் கொண்ட வேறு முறைகள் இம்முறையை முழுமையாக நீக்கிவிட்டன.

2. வில் முறையில் காற்றிலிருந்து நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தல்: இம்முறை முதன் முதலில் *1905*-ல் நார்வேயில் தொழிற்துறை முறையில் பயன்படுத்தப்பட்டது. இம்முறை, *132*-ல் விவரித்தபடி நைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனுடன் நேரடியாகக் கூடுவதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது. வினைக்குத் தேவைப்படும் உயர் வெப்பநிலை மிகவும் சக்தி வாய்ந்த மின்சாரத்தினல் ஊட்டப்பட்ட மின் வில் மூலம் பெறப்படுகிறது. மின் வில்லின் சுடரை ஒரு சக்தி வாய்ந்த மின் காந்தத்தின் (படம் 89) இருமுனைகளுக்கு இடையே கொண்டு வந்தால், சுடர் அதிக பரப்புடையதாகி தட்டு வடிவத்தைப் பெறுகிறது.

இது போன்ற தீத் தட்டு மூன்று மீட்டர்கள் விட்டமுடைய வரைக்கும் செங்கல்லினல் கட்டப்பட்ட சிறப்பான ஒரு உலையில் உண்டாக்கப்படுகிறது. இங்கு வெப்பநிலை *3000* அல்லது *3500*°C-வரை உயர்வு அடைகிறது. உலையின் சுவர்களில் உள்ள கால்வாய்களின் வழியாகக் காற்று உலையினுள் செலுத்



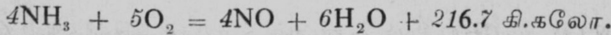
படம். 89
காந்த புலத்தில் மின் வில்

தப்படுகிறது. மின் வில் சுடருடன் பரிசம் பெறும் போது காற்று நன்ருகச் சூடு அடைந்து அதன் ஒரு பகுதி நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

உலேயினின்று வெளிக் கொண்டு வரப்பட்ட 2—3% நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைக் கொண்ட வாயுக்கள். உண்டான நைட்ரிக்ஆக்ஸைடு சிதைந்து மீண்டும் நைட்ரஜனையும் ஆக்ஸிஜனையும் உண்டாக்காமல் தடுப்பதற்காக 1000 அல்லது 1100°C-வரை குளிர்விக்கப் படுகின்றன. வாயுக் கலவையை மேலும் குளிர்விக்கும்போது நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது. இதனை, நீர் உறிஞ்சி நைட்ரிக் அமிலமாக மாற்றுகிறது.

நைட்ரிக் அமிலத்தை மேற்கண்ட முறையில் தயாரிப்பதற்கு மிகையான அவ்வில் மின்சாரம் தேவைப்படுகிறது. மலிவான மின் சக்திக்கு அதிக வாய்ப்புகளைப் பெற்றிருந்த நார்வேயில் இம்முறை வளர்ச்சி அடைந்தது. 1925 அளவில் வில்முறையில் தயாரிக்கப் பட்ட நைட்ரஜன் சேர்மங்களின் உலக உற்பத்தி ஆண்டுக்கு 42,000 டன்கள் அளவிற்கு (நைட்ரஜனை எடுத்துக் கொண்டால்) எட்டிற்று. தொகுப்புமுறையில் பெறப்பட்ட அம்மோனியாவை ஏற்றம் அடையச் செய்து நைட்ரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் மலிவாகத் தயாரிக்க முடியும் என அறிந்த பின்னர் வில்முறை மிகச் சிறிய அளவில் நைட்ரிக் அமிலத்தை தயாரிப்பதற்கே பயன்படுத்தப்பட்டது.

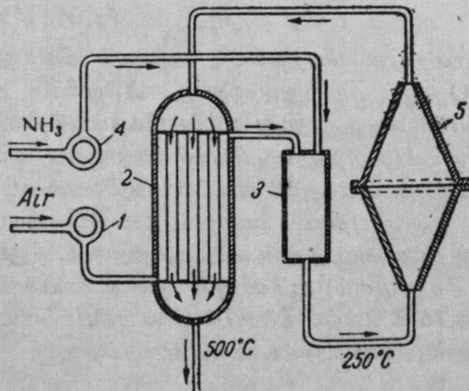
3. அம்மோனியாவை ஏற்றம் செய்து நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தல்: தற்போது நைட்ரிக் அமிலத்தை உற்பத்தி செய்வதற்கு மிகவும் முக்கியமான முறையாக இருப்பது காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனல் அம்மோனியாவை வினைவேக மாற்ற முறையில் ஏற்றம் பெறச் செய்வதாகும். அம்மோனியாவின் பண்புகளைப் பற்றி விவரிக்கும்போது, அம்மோனியா காற்றில் எரியும்போது நீரும் நைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன எனப் பார்த்தோம். ஆனல் வினைவேக மாற்றிகளின் முன்னிலையில் அம்மோனியா ஏற்றம் பெறுதல் வேறு விதமாக நடைபெறுகிறது. எடுத்துக் காட்டாக,ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் அம்மோனியாவும் காற்றும் கலந்த கலவையைச் சிவக்க சூடு செய்யப்பட்ட ஒரு பிளாட்டினம் கம்பிவலை வினைவேக மாற்றியின் வழியே 750°C-வெப்பநிலையில் செலுத்தினல் அம்மோனியா பெரும்பாலும் அளவுக்குரிய முறையில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாற்றம் அடைகிறது.



$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O + 216.7 \text{ கி.கலோ.}$$

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு எளிதில் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடாக மாற்றம் அடைகிறது. இது நீருடன் வினைபுரிந்து நைட்ரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

அம்மோனியாவை வினைவேக மாற்ற முறையில் ஏற்றம் அடையச் செய்வது நீண்ட காலமாக அறியப்பட்டிருந்தது. ஆனால் 20-ம் நூற்றாண்டின் ஆரம்பத்தில் தான் நைட்ரிக் அமிலத்தை வாணிபத்தின் பொருட்டுத் தயாரிப்பதற்கு இம்முறையை வெற்றிகரமாகப் பயன்படுத்த முடிந்தது. முன்பு பயன்படுத்தப்பட்ட சாதனங்களில் அம்மோனியாவை ஏற்றம் பெறச் செய்ய பிளாட்டினம் வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்பட்டது. தற்போது 5–10% ரோடியத்தைக் கொண்ட பிளாட்டினமும் ரோடியமும் கலந்த உலோகக் கலவை பெரிதும் பயன்படுகிறது. நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் அளவு 96—98% ஆக உள்ளது.



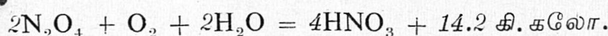
படம் 90.

அம்மோனியா ஏற்றம் அடையும் நிலைக்களன்.
1,4 விசிறிகள்; 2 வெப்ப மாற்றி; 3 கலப்பி; 5 பரிச சாதனம்.

படம் 90 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் இயங்கும் அம்மோனியா ஏற்றம் அடையும் நிலைக்களனின் விளக்கப் படமாகும். வடிகட்டி அசுத்தங்கள் நீக்கப் பெற்ற காற்று விசிறியின் (1) மூலம் வெப்ப மாற்றிக்குள் (2) செலுத்தப்படுகிறது. இங்கு இது பரிச அறையிலிருந்து வெளிவரும் வாயுக்களினால் சுமார் 300°C-க்கு சூடு செய்யப்படுகிறது. பின் கலக்கும் கருவிக்குள் (3) செல்கிறது.

விசிறி (4) அம்மோனியா வாயுவை கலக்கும் கருவிக்குள் செலுத்து கிறது. இங்கிருந்து 10-11% அம்மோனியாவைக் கொண்ட அம்மோனியா காற்றுக் கலவை இரண்டு கூம்புகளின் அடிப்பாகம் இணைந்தாற் போன்று அமைக்கப்பட்டுள்ள பரிச அறைக்குள் (5) செல்கிறது. இவ்வறையில் மெல்லிய பிளாட்டினம்-ரோடியம் கம்பியினால் ஆன பல தட்டுகள் இவ்வறையின் அகன்றபாகங்களில் கிடைநிலையில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. இவை வினை வேக மாற்றி களாகச் செயல்படுகின்றன. பரிச கருவியில் அம்மோனியா நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் பெறுகிறது. பரிச அறையிலிருந்து வெளிப்பட்ட சூடான வாயுக்கலவை வெப்ப மாற்றியினூடே சென்று 500-550°Cக்கு குளிர்ந்து பின் அடுத்தடுத்து நீராவிக் கொதிகலன் (வெப்பத்தை பயனுக்க) சிறப்பான குளிர்வூட்டிகள் ஆகியவற்றின் ஊடே சென்று முடிவில் உறிஞ்சும் கோபுரங்களின் ஊடே செல்கிறது. இங்கு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு முக்கியமாக நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் அடைந்து பின் நைட்ரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

ஏற்ற முறையில் பெறப்பட்ட அமிலம் பொதுவாக சுமார் 50-55% HNO_3-ஐப் பெற்றுள்ளது. சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து காய்ச்சி வடித்து இது அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது. சல்ஃபூரிக் அமிலம் நீரை எடுத்துக் கொள்வதற்குப் பயன்படுகிறது. இத்துடன் அண்மையில் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிக்க ஒரு புதிய முறை கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளது. இம்முறையில் நீர்ம நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடை நீருடன் (அல்லது நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம்) ஆக்ஸிஜன் முன்னிலையில் 50 வளிமண்ட அழுத்தத்தில் 75°C வெப்ப நிலையில் வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது வினை, கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி நிகழ்கிறது.



$$2N_2O_4 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3 + 14.2 \text{ கி. கலோ.}$$

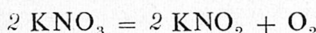
'நேரிடைத் தொகுப்பு முறை' என்று சொல்லப்படும் இம்முறையில் 98% நைட்ரிக் அமிலம் நேரடியாகப் பெறப்படுகிறது

தற்போது உற்பத்தி செய்யப்படும் நைட்ரிக் அமிலத்தின் பெரும்பகுதி அம்மோனியா ஏற்ற முறையில் பெறப்படுவதாகும். அம்மோனியாவின் பெரும்பகுதி தனிமங்களிலிருந்து தொகுப்பு முறையில் தயாரிக்கப்படுவதால், இம்முறையும் முன்னர் கண்ட முறையைப் போல வளிமண்டல நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதலை அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும்.

136. நைட்ரிக் அமிலத்தின் உப்புகள்

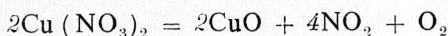
நைட்ரிக் அமிலத்தின் உப்புகள் **நைட்ரேட்டுகள்** எனப்படும். நைட்ரிக் அமிலம் உலோகங்கள் அல்லது உலோக ஆக்ஸைடு களுடன் வினைபுரியும்போது இவை உண்டாகின்றன.

நைட்ரேட்டுகள் நீரில் நன்கு கரையும். உலர்ந்த நிலையில் சூடு செய்தால் எல்லா நைட்ரேட்டுகளும் சிதைந்து ஆக்ஸிஜனை வெளிப்படுத்துகின்றன; மிக வீரிய உலோகங்களின் நைட்ரேட்டுகள் பகுதி அளவு ஆக்ஸிஜனை மட்டும் இழந்து நைட்ரஸ் அமிலத்தின் உப்புகளான நைட்ரைட்டுகளைத் தருகின்றன.



$$2\,KNO_3 = 2\,KNO_2 + O_2$$

ஆனால் பெரும்பாலான மற்ற உலோகங்களின் நைட்ரேட்டுகள் சிதையும்போது உலோக ஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன் மற்றும் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டு.



$$2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

ஆக்ஸிஜன் எளிதில் பிரிவதால், உயர்வெப்ப நிலைகளில் நைட்ரேட்டுகள் மிகவும் சக்தி வாய்ந்த ஏற்றிகளாக உள்ளன மாருக, இவற்றின் நீர்க் கரைசல்கள் பெரிதும் ஏற்றப் பண்புகளைப் பெற்றில்லாமல் உள்ளன. மிகவும் முக்கியமான நைட்ரேட்டுகளில் சோடியம், பொட்டாசியம், அம்மோனியம் மற்றும் கால்சியம் ஆகியவற்றின் நைட்ரேட்டுகள் அடங்கும். இவை ஒருங்கே **நைட்டர்கள்** என்ற பொதுப் பெயரால் அழைக்கப்படுகிறது.

சோடியம் நைட்ரேட் அல்லது **சோடியம் நைட்டர்** $NaNO_3$ இதனைசிலிசால்ட் பீட்டர் என்றும் அழைப்பதுண்டு. இது இயற்கை யில்நிலக் கோளத்தின் ஒரே இடத்தில் சிலி குடியரசு நாட்டில் மட்டும்தான் காணப்படுகிறது. இதிலிருந்துதான் இதற்கு இப்பெயரும் தோன்றிற்று.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட் அல்லது **பொட்டாசியம் நைட்டர்** KNO_3: இது சால்ட்பீட்டர் என்றும் அறியப்படும். இயற்கையில் இது மிகக்குறைந்த அளவிலேயே காணப்படுகிறது. சோடியம் நைட்ரேட்டையும் பொட்டாசியம் குளோரைடையும் பரிமாற்ற வினை கு உட்படுத்தி இதனைச் செயற்கை முறையில் பெரிதும் தயாரிக்கிருர்கள்.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட் **கறுப்பு வெடி மருந்து** பெருமளவில் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. இது சால்ட்பீட்டர், சல்ஃபர் மற்றும்

கரி ஆகியவற்றை ஒரு சிறப்பான முறையில் கலந்த கலவையாகும். இதில் பொதுவாக 75% சால்ட்பீட்டரும் 10% சல்ஃபரும் மற்றும் 15% கரியும் அடங்கியுள்ளன.

வெடிமருந்து எரிதல் பல்வேறு வினைகளில் செயல்படும் ஒரு சிக்கலான முறையாகும். இவ்வினையின்போது உண்டான வாயுக்கள், முக்கியமாக நைட்ரஜன், கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் கார்பன் மோனாக்ஸைடு ஆகியவை எரிந்த வெடிமருந்தின் கன அளவைப் போல ஏறக்குறைய இரண்டாயிரம் மடங்கு அதிகமான கன அளவை வியாபிக்கின்றன. இதுவே இதன் வெடித்திறனை விளக்குவதற்குக் காரணமாக உள்ளது. வெடி மருந்து எரியும்போது வாயுநிலைப் பொருள்களோடு, K_2CO_3, K_2SO_4, K_2S போன்ற திண்மப் பொருள்களும் உண்டாகின்றன. இவை புகையை உண்டாக்கி, துப்பாக்கிக் குழாயில் படிவை உண்டாக்குகின்றன. காற்றின் ஈரம் காரணமாக K_2S பகுதியள வில் சிதைந்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை வெளிப்படுத்துகிறது. இதனால்தான் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் மணம் கறுப்பு வெடி மருந்தைப் பயன்படுத்திய பிறகு துப்பாக்கியின் வாயிலிருந்து வெளிவருவதைக் கண்டறிய முடிகிறது. சோடியம் நைட்ரேட் மிகவும் நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடையதாக இருப்பதால் வெடி மருந்தைத் தயாரிப்பதற்கு அதனைப் பயன்படுத்துவதில்லை.

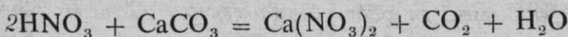
அம்மோனியா நைட்ரேட் அல்லது **அம்மோனியம் நைட்டர்** NH_4NO_3: அம்மோனியாவை நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நடுநிலை யாக்கி இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது உரமாகப் பயன்படு கிறது, பல்வேறு பொருள்களுடன் **அம்மோனல்கள்** எனப்படும் வெடிக்கலவைகளை உண்டாக்குகிறது, அம்மோனல்கள் மிகை அளவில் தொழில் துறையில் சிதறச் செய்வதற்குப் பயன்படு கின்றன.

கால்சியம் நைட்ரேட் அல்லது கால்சியம் நைட்டர் $Ca(NO_3)_2$: நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சுண்ணம்பைச் சேர்த்து நடுநிலையாக்கி இந்த நூற்றாண்டின் தொடக்கத்திலிருந்து மிகையான அளவில் கால்சியம் நைட்ரேட் தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு உரமாகப் பயன்படுகிறது.

137. இயற்கையில் நைட்ரஜன் கழற்சி.

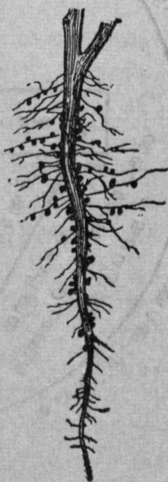
அக்ரோ வேதியியல் கரிமப் பொருள்கள் அழியும்போது இவற்றிலுள்ள பெரும்பகுதியான நைட்ரஜன் அம்மோனியாவாக

மாறுகிறது. நைட்ரஜன் சேர்மமாக்கும் (nitrifying) ஒரு வகை பாக்டீரியாக்கள் அம்மோனியாவை நைட்ரிக் அமிலமாக ஏற்றம் அடையச் செய்கின்றன. இவ்வாறு உண்டான நைட்ரிக் அமிலம் நிலத்திலுள்ள கார்போனிக் அமிலத்தின் உப்புகளுடன், எடுத்துக் காட்டாக கால்சியம் கார்பனேட்டுடன் வினைபுரிந்து கால்சியம் நைட்ரேட்டாக மாறுகிறது.



$$2HNO_3 + CaCO_3 = Ca(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$$

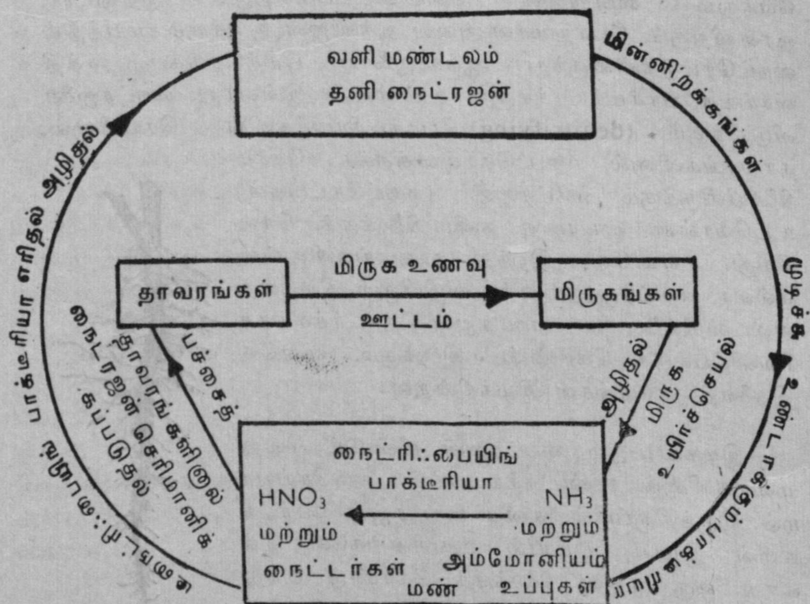
ஆனால், அழியும்போது கரிமப் பொருளின் நைட்ரஜனில் சிறிது எப்போதும் தனிம நைட்ரஜனாக வளிமண்டலத்திற்குச் செல்கிறது. மரம், நிலக்கரி போன்ற கரிம எரிமங்கள் எரியும் போதும் நைட்ரஜன் வெளிவிடப்படுகிறது. இத்துடன், ஓரளவிற்குப் போதுமான அளவு ஆக்ஸிஜன் இருக்கும் சமயத்தில் நைட்ரேட்டுகளிலிருந்து ஆக்ஸிஜனைப் பிரித்தெடுக்கும் சக்தி வாய்ந்த பாக்டீரியாக்களும் உள்ளன. இவ்வாறு நைட்ரஜனை விடுவிக்கும் (denitrifying) பாக்டீரியாக்களின் செயலினால், தாவரங்களினால் உட்கொள்ளத்தக்க சேர்ம நிலையிலிருக்கும் நைட்ரஜன் (நைட்ரேட்டுகள்) உட்கொள்ள முடியாத தனிம நிலைக்குச் செல்கிறது. எனவே, இறந்த தாவரங்களிலுள்ள எல்லா நைட்ரஜனும் எந்த வழியிலும் நிலத்தை அடைவதில்லை; சில நைட்ரஜன் தொடர்ச்சியாக வெளிப்பட்டுக் கொண்டே இருக்கும். எனவே இதனைத் தாவரங்கள் இழக்கின்றன.



படம் 91. அவரைதாவரத்தின் வேர்களில் முண்டுகளை உண்டாக்கும் பாக்டீரியா.

இழக்கப்படும் நைட்ரஜன் மீண்டும் வேறு முறைகளினால் உண்டாக்கப்பட்டு ஈடுசெய்யாமல் இருந்திருப்பின், கனிம நைட்ரஜன் சேர்மங்களின் இழப்பு பூமியில் உயிரினங்களே இல்லாத ஒரு முடிவு நிலைக்குக் கொண்டு வந்து சேர்த்திருக்கும். இம்முறைகளுள் வளிமண்டலத்தில் நிகழும் மின் இறக்கங்கள் முக்கியமாக அடங்கும்; இதன் காரணமாக சிறிதளவு நைட்ராஜன் ஆக்ஸைடுகள் உண்டாகின்றன. இவை நீருடன் சேர்ந்து நைட்ரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகின்றன. இவ்வமிலம் நிலத்தில் நைட்ரேட்டுகளாக மாற்றம் அடைகின்றது. நிலத்தில் நைட்ரஜன் சேர்மங்களைத் தொடர்ச்சியாக ஈடுசெய்து கொண்டிருக்கும் வேறொரு முறை வளிமண்டல நைட்ரஜனை உட்கொள்ளும் சக்தி வாய்ந்த நைட்ரோ

பாக்டீரியாக்களின் செயல்களாகும். இவற்றுள் சில பாக்டீரியாக்கள் அவரை வகையைச் சேர்ந்த தாவரங்களின் வேர்களில் தங்கி வாழ்கின்றன. இதனுல் வேர்களில் வீக்கங்கள் உண்டாகின்றன. இவற்றை **'வேர் முண்டுகள்'** என்பர். இக்காரணத்திஞல்தான் இவ்வகை பாக்டீரியாக்களை **வேர்முண்டு பாக்டீரியாக்கள்** என்கிருேம் (படம் 91). வேர்முண்டு பாக்டீரியாக்கள் வளிமண்டல நைட்ராஜனை செரிமானஞ் செய்து நைட்ரஜன் சேர்மங்களாக மாற்றுகின்றன. பின் தாவரங்கள் இவற்றைப் புரோட்டீன்களாகவும் மற்றும் வேறு சில சிக்கலான சேர்மங்களாகவும் மாற்றுகின்றன. இவ்வாறு இயற்கையில் நைட்ரஜன் சுழற்சி தொடர்ச்சியாக இருந்துகொண்டே இருக்கிறது.



படம் 92.

இயற்கையில் நைட்ரஜன் சுழற்சி

நைட்ரஜன் சுழற்சி தொடர்ச்சியாக நிகழ்ந்து கொண்டே இருந்தபோதிலும், நல்ல அறுவடைகள் பெறவேண்டுமாயின் நைட்ரஜனைக் கொண்ட வேதியியப் பொருள்களை நிலத்தில் சேர்த்தாக வேண்டும். தாவர உணவூட்டம் மற்றும் பயிர் விளைச்சல்களை அதிகமாக்குவதற்கு உரங்களைப் பயன்படுத்துதல் ஆகியவற்றைப் பற்றிய படிப்பு வேளாண்வேதியியல் எனப்படும் வேதியியலின் ஒரு தனிப் பிரிவுக்குரிய படிப்பாகும். இந்த

அறிவியலின் வளர்ச்சிக்கு மிகவும் உதவியாக இருந்தவர்கள் பிரஞ்சு அறிவியலார் பாவ்ஸின்கால்ட் (*1802-1887*) ஜெர்மன் வேதியியல் வல்லுநர் லீபிட்ச் (*1803-1873*) மற்றும் ருஷிய அறிவியலார் பிர்யானிஸ்னிகோவ் ஆகியவர்கள் ஆவர்.[1]

பாஸ்ஃபரஸ் : அணு எடை 30.9738

138. காணப்படும் விதம், தயாரித்தல் மற்றும் பண்புகள்

மிகவும் அதிகமாகக் காணப்படும் தனிமங்களில் பாஸ்பரசும் ஒன்று. பூமியின் மேலோட்டில் இதன் அளவு சுமார் 0.12% உள்ளது. எளிதில் வெகுவாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும் தன்மை காரணமாக பாஸ்ஃபரஸ் இயற்கையில் தனி நிலையில் காணப்படுவதில்லை.

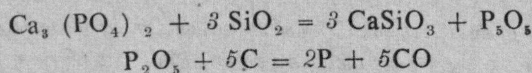
பாஸ்ஃபரஸ் சேர்மங்களில் மிகவும் முக்கியமாக இருப்பது பாஸ்பாரிக் அமிலத்தின் கால்சியம் உப்பாகும் $Ca_3(PO_4)_2$. இது **பாஸ்ஃபொரைட்** கனிமமாக பரவலாகப் படிந்து காணப்படுகிறது. சோவியத் நாட்டில் தெற்கு காஷஜ்ஸ்டானிலுள்ள காரா - டாவ் மலைகளில் பாஸ்ஃபொரைட்டுகளின் படிவுகள் அதிகமாகக் காணப்படுகின்றன. அதிகமாகக் காணப்படும் மற்றொரு கனிமம் **அபடைட்** ஆகும்: இதில் $Ca_3(PO_4)_2$ வுடன் CaF_2 அல்லது $CaCl_2$ சேர்ந்துள்ளது. இந்த நூற்றாண்டில் கிபினி மலைகளிலுள்ள கோலா தீபகற்பத்தில் அபடைட் படிவுகள் மிக அதிக அளவில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. இங்குக் காணப்படும் இப்படிவுகள் தான் உலகத்திலேயே மிக அதிகமாகக் காணப்படுபவைகளாகும்.

நைட்ரஜனைப் போலவே பாஸ்பரசும் எல்லா உயிரினங்களுக்கும் மிகவும் இன்றியமையாததாகும். இது தாவரம் மற்றும் விலங்கினங்களின் பல்வேறு புரோட்டீன்களில் உள்ளது. தாவரங்களில் பாஸ்ஃபரஸ் முக்கியமாக விதை புரோட்டீன்களில் காணப்படுகிறது. விலங்குகளில் பால், இரத்தம், மூளை மற்றும் நரம்பு இழைகளின் புரோட்டீன்களில் காணப்படுகிறது. மேலும் கால்சியம்பாஸ்ஃபேட்டாக $Ca_3(PO_4)_2$ முதுகெலும்புள்ள உயிரினங்களின் எலும்புகளில் மிக அதிகமான அளவில் உள்ளது. எலும்புகளை எரிக்கும்போது எல்லாக் கரிமப் பொருள்களும் வெளிச் சென்றது போக எஞ்சியிருப்பதில் பெரிதும் கால்சியம் பாஸ்ஃபேட் அடங்கியுள்ளது.

[1] பிர்யானிஸ்னிகோவ் டிமிட்திரி நிக்கோலேவிச் (1865-1948) என்பவர் சோவியத் வேளாண் வேதியியல் வல்லுநர்களின் பள்ளியை நிறுவியவரும் அதற்குத் தலைவரும் ஆவர்; பல அறிவியல் இதழ்களுக்கு ஆசிரியர். அவற்றுள் பல தாவரங்களுக்கு நைட்ரஜன் உணவூட்டத்தைப் பற்றியதாகும்.

இரசவாதி பிரான்டு என்பவா 17-வது நூற்ருண்டிலேயே முதன் முதலாக சிறுநீரிலிருந்து தனி பாஸ்ஃபரசை பிரித்தெடுத்தார். தற்போது கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டிலிருந்து பாஸ்ஃபரஸ் தயாரிக்கப்படுகிறது. இதற்காக, கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டு மணல் மற்றும் நிலக்கரியுடன் கலந்து காற்று இல்லாத சூழ்நிலையில் உலைகளிலிட்டு மின்சாரத்தைக் கொண்டு நன்ருக சூடு செய்யப்படுகிறது.

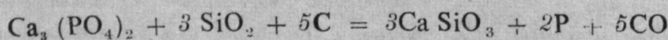
நிகழும் வினையைப் புரிந்து கொள்வதற்கு கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டை கால்சியம் ஆக்ஸைடும் பாஸ்ஃபாரிக் நீரிலியும் ($3CaO \cdot P_2O_5$) சேர்ந்த ஒரு சேர்மமாகக் கொள்ள வேண்டும். மணல் என்பது சிலிகன் டை ஆக்ஸைடு அல்லது சிலிசிக் நீரிலியாகும் SiO_2. உயர் வெப்ப நிலையில், சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடு பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடை இடப்பெயர்ச்சி செய்து கால்சியம் ஆக்ஸைடுடன் கூடி, சிலிசிக் அமிலத்தின் கால்சியம் உப்பை $CaSiO_3$ உண்டாக்குகிறது; இப்போது பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடு கரியினுல் தனிம பாஸ்ஃபரஸாக ஒடுக்கம் பெறுகிறது.



$$Ca_3(PO_4)_2 + 3\,SiO_2 = 3\,CaSiO_3 + P_5O_5$$

$$P_2O_5 + 5C = 2P + 5CO$$

இவ்விரண்டி சமன்பாடுகளையும் கூட்டக் கிடைப்பது,



$$Ca_3(PO_4)_2 + 3\,SiO_2 + 5C = 3Ca\,SiO_3 + 2P + 5CO$$

விடுபட்ட பாஸ்ஃபரஸ் ஆவியாகிச் சென்று நீரின் அடியில் சேகரமாகிறது.

பாஸ்ஃபரஸ் பல்வேறு புறவேற்றுருவங்களைப் பெற்றுள்ளது.

வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ்: பாஸ்ஃபரஸ் ஆவியை விரைவாகக் குளிரச் செய்தால் இது கிடைக்கிறது. இது ஒரு படிக வடித்தான திண்மம்; அடர்த்தி 1·82 கி./செ.மீ^{3}. தூய நிலையில் வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் நன்கு நிறமற்றதாக உள்ளது; வாணிப ரீதியில் பெறப்பட்ட பொருள் பொதுவாக மஞ்சள் நிறமுடையது. இது தோற்றத்தில் பெரிதும் மெழுகை ஒத்துள்ளது. குளிர்ந்த நிலையில் வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் நொறுங்கும் தன்மையது; ஆனல் 15°C-க்கு மேல் மிருதுவாகிறது. இதனை ஒரு கத்தியால் எளிதில் வெட்ட முடிகிறது. வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் 44·1°C-ல் உருகுகிறது; 275°C-ல் கொதிக்கத் தொடங்குகிறது. ஆவி நிலையில் 800°C-க்கு குறைந்த வெப்பநிலையில் பாஸ்ஃபரஸ் மூலக்கூறு நான்கு அணுக்களைக் (P_4) கொண்டுள்ளது. காற்றில் வெள்ளை பாஸ்பரஸ் மிக விரைவாக ஏற்றம் அடைகிறது; இருட்டில் ஒளியுடன் எரிகிறது. எனவே தான் இதற்கு **பாஸ்ஃபரஸ்** என்ற பெயர் வழங்கப்பட்டது. பாஸ்ஃ

பரஸ் என்றால் 'ஒளியுடைய' என்று பொருள். உராய்வினால் உண்டாகும் சிறிதளவு வெப்பம் பாஸ்ஃபரஸ் வெடித்துச் சுடருடன் எரிவதற்குப் போதுமானதாகும்; உடன் மிகையான வெப்பமும் வெளிப்படுகிறது. பாஸ்பரஸ் ஏற்றம் அடையும்போது வெப்பம் வெளிப்படுதலால், அது காற்றில் தானாகவே தீப்பிடித்து எரியக் கூடும். இது ஏற்றம் அடைவதைத் தடுப்பதற்கு இதனை நீரின் அடியில் வைக்கப்படுகிறது. வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் நீரில் கரைவதில்லை; ஆனால் கார்பன் டை சல்ஃபைடில் எளிதில் கரைகிறது.

வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் மிகவும் நச்சுத் தன்மையது; மிகக் குறைந்த அளவில்கூட சாகச் செய்யக்கூடியது.

காற்று இல்லாத சூழ்நிலையில் 25°—300°C-ல் வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸை நீண்ட நேரம் சூடு செய்தால், அது பாஸ்ஃபரஸின் வேறொரு புறவேற்றுருவமாக மாறுகிறது. இது ஊதா-சிவப்பு நிறமுடையது இது சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் எனப்படும். இதே மாற்றம் ஒளியின் செயலினாலும், ஆனால் மிகவும் மெதுவாக நடைபெறுகிறது.

சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ்: இது வெள்ளை பாஸ்ஃபரத்திலிருந்து பண்புகளில் மிகவும் வேறுபட்டுள்ளது. இது காற்றில் மிகவும் மெதுவாக ஏற்றம் பெறுகிறது; இருட்டில் ஒளிர்வதில்லை; 260°C-ல் தான் தீப்பிடித்து எரிகிறது; கார்பன் டை சல்ஃபைடில் கரைவதில்லை நச்சுத் தன்மை உடையது அல்ல. இதன் அடர்த்தி 2·20கி./செ.மீ.^{3} இதனைத் தீவிரமாக சூடு செய்தால் உருகாமல் ஆவியாகிறது ஆவியைக் குளிரச்செய்தால் வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் கிடைக்கிறது.[1]

கறுப்பு பாஸ்ஃபரஸ்: சிவப்பு பாஸ்ஃபரத்தை பல நூறு வளிமண்டலங்கள் அழுத்தத்தில் 350°C-க்கு சூடு செய்தால் கறுப்பு பாஸ்ஃபரஸ் உண்டாகிறது. தோற்றத்தில் இது பெரிதும் கிராஃபைட்டை ஒத்துள்ளது; தொடுவதற்குப் பசபசப்பானது; மின்சாரத்தை நன்கு கடத்துகிறது; பாஸ்ஃபரத்தின் மற்ற புறவேற்றுருவங்களைவிட இது மிகவும் கனமானது. கறுப்பு பாஸ்ஃபரத்தின் அடர்த்தி 2·70கி./செ.மீ.^{3} இதன் எரியும் வெப்பநிலை 490°C.

பாஸ்ஃபரஸின் பயன்களில் மிகவும் முக்கியமானது தீக்குச்சிகள் தயாரிப்பதாகும். தீக்குச்சிகள் இல்லாதபோது மக்கள் எவ்வாறு வாழ்ந்து வந்தனர் என்பதை நினைத்துக் கூடப் பார்க்க முடியாத அளவிற்கு அன்றாட வாழ்க்கையில் தீக்குச்சிகள் அவ்வளவு

[1] சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் ஒரு முழுமையான ஒரு படித்தான பொருள் அல்ல என்பது தெளிவு; ஆனால் பாஸ்ஃபரத்தின் பல்வேறு புறவேற்றுருவங்களைக் கொண்டுள்ளது. இவை இன்னும் சரியாக ஆய்ந்தறியப்படவில்லை.

முக்கியத்துவம் பெற்றுவிட்டன. 200 வருடங்களுக்கு உள்ளாகத் தான் தீக்குச்சிகள் பயன்பட்டு வருகின்றன.

1805-ல் தோன்றிய தீக்குச்சிகள் மரக் குச்சிகளால் ஆனவை. குச்சியின் ஒரு முனையில் பொட்டாசியம் குளோரேட், சர்க்கரை மற்றும் கருவேலன் பிசின் கலந்த கலவைப் பூசப்பட்டிருக்கும். இக்குச்சிகளின் தலைகளை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் தோய்த்து எரியச் செய்யப்பட்டன. இதற்காக, சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் தோய்த்த கல்நாரைக் கொண்டுள்ள ஒரு சிறிய புட்டியினுள் இக்குச்சிகள் தொட்டு எடுக்கப்பட்டன.

உராய்வினால் எரியச் செய்யும் பாஸ்ஃபரஸ் தீக்குச்சிகள் சென்ற நூற்றாண்டின் முப்பதின் மேலாண்டுகளில் கண்டு பிடிக்கப் படுகிறது. தீக்குச்சியின் தலைகள் சல்ஃபர், வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ், ஆக்ஸிஜனை அதிக அளவில் கொண்ட சிலபொருள்கள் (குறைந்தது Pb_3O_4 அல்லது MnO_2) மற்றும் பசை ஆகியவற்றினால் செய்யப் பட்டன. இத் தீக்குச்சிகள் **சல்ஃபர் தீக்குச்சிகள்** என்றழைக்கப் பட்டன. இவையே 19-ம் நூற்றாண்டின் இறுதிவரை உருஷியாவில் பயன்பட்டு வந்தன. எந்தப் பரப்பில் தோய்த்தாலும் இவை எளிதில் தீப்பிடித்து எரிபவைகளாக இருந்தன. இத் தன்மை மிகவும் வசதியாக இருந்தபோதிலும் இதுவே பயங்கர தீ விபத்துக்களுக்கும் காரணமாக இருந்தது. மேலும், வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் மிகவும் நச்சுத் தன்மையுடையதாக இருந்தால், தீக் குச்சிகளைத் தயாரிப்பது தீக்குச்சி தொழிற்சாலைகளில் வேலை செய்பவர்களின் உடல் நலத்திற்குப் பெரிதும் ஊறு விளைப்பதாக இருந்தது. தீக்குச்சிகளினால் நச்சுத் தன்மையைப் பெற்றோரும் உண்டு. தற்போது சல்ஃபர் தீக்குச்சிகளைத் தயாரிப்பது பெரும் பாலும் எல்லா நாடுகளிலும் நிறுத்தப்பட்டு விட்டது. இதற்குப் பதிலாக **பாதுகாப்புத் தீக்குச்சிகள்** தயாரிக்கப்படுகின்றன. இத் தீக்குச்சிகள் முதன் முதலாக ஸ்வீடனில் தயாரிக்கப்பட்டது. இக்காரணத்தினால் இவை சில சமயங்களில் **ஸ்வீடிஷ் தீக்குச்சிகள்** என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.

பாதுகாப்புத் தீக்குச்சிகளைத் தயாரிப்பதற்கு சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் மட்டும்தான் பயன்படுத்தப்படுகிறது. மேலும் இது தீக்குச்சியின் தலையில் இல்லாமல் தீப்பெட்டியின் ஓரத்தில் பூசப் படும் இயைபில்தான் அடங்கி உள்ளது. தீக்குச்சியின் தலையில் பொட்டாசியம் குளோரேட்டுடன் எரியும் பொருள்கள் மற்றும் இதன் சிதைவைத் துரிதமாக்கும் சேர்மங்களின் (MnO_2, Fe_2O_3 மற்றும் பல) கலவை அடங்கியுள்ளது. தீப்பெட்டியின் பூசிய

ஓரத்தில் தீக்குச்சியைக் கொண்டு தேய்த்தால் இக் கலவை எளிதில் தீப்பிடித்து எரிகிறது.

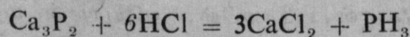
பாஸ்ஃபரஸ் தீக்குச்சி தொழிற்றுறையில் பயன்படுவதோடு போர் சார்ந்த காரணங்களுக்கும் பயன்படுகிறது. பாஸ்ஃபரஸ் எரியும்போது அடர் வெண்புகை உண்டாவதால், புகைத் திரை வெடிகுண்டுகளிலும், கை எறி குண்டுகளிலும் நிரப்புவதற்கு வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் பயன்படுகிறது.பல்வேறு கரிம பாஸ்ஃபரஸ் சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கு பெரும்பாலான பாஸ்ஃபரஸ் பயன் படுத்தப்படுகிறது. இவற்றுள் சில வலிமைமிகு பூச்சிக் கொல்லி களும் அடங்கும்.

பாஸ்ஃபரஸ் தனி நிலையில் மிகவும் வலிமையுடையது. இது பல எளிய பொருள்களுடன் நேரடியாகக் கூடி, அதிக அளவு வெப்பத்தை வெளிப்படுத்துகிறது. பாஸ்பரஸ் மிக எளிதாக ஆக்ஸிஜனுடனும், பின் ஹாலஜன்கள், சல்ஃபர் மற்றும் பல உலோகங்களுடனும் கூடுகிறது. உலோகங்களுடன்கூடும்போது நைட்ரைடுகளை ஒத்த Ca_3P_2, Mg_3P_2 போன்ற பாஸ்ஃபைடுகள் உண்டாகின்றன.

இப்பண்புகள் எல்லாம் முக்கியமாக வெள்ளை பாஸ்ஃபரத்தில் ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன; சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் குறைந்த தீவிரத் துடன் வினைபுரிகிறது. கறுப்பு பாஸ்ஃபரஸ் பொதுவாக வேதியிய வினைகளில் மிகவும் கடினமாகவே பங்கு கொள்கிறது.

139. ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹாலஜன்களினுடைய பாஸ்ஃபரஸ் சேர்மங்கள்

பாஸ்ஃபரஸ் ஹைட்ரஜனுடன் மூன்றுசேர்மங்களைத் தருகிறது அவை: வாயுநிலை ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடு PH_3,திரவ ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடுP_2H_4;திண்ம ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடு$P_{12}H_6$வாயுநிலை ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடு அல்லது பாஸ்ஃபின் PH_3 வெள்ளைப் பாஸ்ஃபரத்தைKOHகரைசலுடன் சேர்த்து சூடு செய்து இதனைப் பெறலாம். இன்னும் எளிதாக ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை கால்சியம் பாஸ்ஃபைடுடன் வினைபுரியச் செய்து தயாரிக்கலாம்.



$$Ca_3P_2 + 6HCl = 3CaCl_2 + PH_3$$

வாயுநிலை நைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடு வெள்ளைப்பூண்டு மண முடைய மிகவும் நச்சுத்தன்மை வாய்ந்த ஒரு நிறமற்ற வாயு. வாயு நிலை ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடு தயாரிக்கும்போது சில சமயங் களில் அத்துடன் நீர்ம ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடும் சிறிதளவில் உண்டாகிறது. இதன் ஆவி காற்றில் தானகத் தீப்பிடித்து

எரிகிறது. வாயுநிலை ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடை தயாரிக்கும் போது சில சமயங்களில் அதுதானாக தீப்பிடித்து எரிவதற்குக் காரணம் அத்துடன் P_2H_4 சேர்மமும் கலந்திருப்பதேயாகும்.

ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடு எரியும்போது பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடும் நீரும் உண்டாகின்றன.



$$2\,PH_3 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O$$

அம்மோனியாவைப் போலவே ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடும் ஹைட்ரோஹாலிக் அமிலங்களுடன் (ஆனால் ஆக்ஸி அமிலங்களுடன் கூடுவதில்லை) கூடி, உப்புகளைத் தருகிறது. இவ்வுப்புகளில் உலோகத்தின் இடத்தை PH_4 தொகுதி பெற்றுள்ளது. இத்தொகுதியை பாஸ்ஃபோனியம் தொகுதி என்பர். எடுத்துக்காட்டு பாஸ்ஃபோனியம் குளோரைடு. பாஸ்ஃபோனியம் உப்புகள் மிகவும் நிலையற்ற சேர்மங்கள் இவை நீருடன் சேரும்போது ஹைட்ரஜன் ஹாலைடாகவும் ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபைடாகவும் சிதைகிறது.

பாஸ்ஃபரஸ் எல்லா ஹாலஜன்களுடன் நேரடியாகக் கூடிப் பெருமளவில் வெப்பத்தை வெளிப்படுத்துகிறது. இவற்றுள் நடைமுறை முக்கியத்துவம் வாய்ந்தவை இதன் குளோரின் சேர்மங்களாகும்.

பாஸ்ஃபரஸ் டிரை குளோரைடு PCl_3: குளோரினை உருகிய பாஸ்ஃபரத்தின் மீது செலுத்தி இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு நீர்மம்; கொதி நிலை 76°C.

நீரில் PCl_3 முழுமையாக நீராற் பகுப்பு அடைந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடையும் பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தையும் தருகிறது.



$$PCl_3 + 3\,H_2O = H_3PO_3 + 3\,HCl$$

குளோரினை பாஸ்ஃபரஸ் டிரை குளோரைடின் ஊடே செலுத்தினால் **பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாகுளோரைடு** உண்டாகிறது. இது ஒரு வெண்மையான திண்மம். இதுவும் நீராற் பகுப்பு அடைந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடாகவும் பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாகவும் பிரிகிறது. பாஸ்ஃபரஸ், புரோமின், அயோடின் மற்றும் ஃபுளூரினுடன் இது போன்ற சேர்மங்களையே உண்டாக்குகிறது. PI_5 மட்டும் அறியப்படவில்லை.

பாஸ்ஃபரஸ் டிரை குளோரைடும் பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாகுளோரைடும் பல்வேறு கரிமப் பொருள்களை தொகுப்பு முறையில் தயாரிப்பதற்குப் பெரிதும் பயனாகின்றன.

140. பாஸ்ஃபரத்தின் ஆக்ஸைடுகளும் அமிலங்களும்

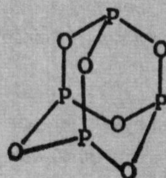
பாஸ்ஃபரஸ் ஆக்ஸிஜனுடன் மூன்று சேர்மங்களை உண்டாக்கு கிறது. அவை: பாஸ்ஃபரஸ் நீரிலி அல்லது பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்ஸைடு P_2O_3; பாஸ்ஃபாரிக் நீரிலி அல்லது பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடு P_2O_5; பாஸ்ஃபரஸ் டெட்ராக்ஸைடு P_2O_4.

பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்ஸைடு P_2O_3: பாஸ்பரத்தை மெதுவாக ஏற்றம் பெறச் செய்து அல்லது பாஸ்ஃபரத்தைப் போதுமான அளவு ஆக்ஸிஜனில் எரித்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு வெண்மையான படிக வடித்தான பொருள்; உருகுநிலை 23·8°C, கொதிநிலை 173·7°C. குறைந்த வெப்ப நிலைகளின் இதன் மூலக் கூறு எடை P_4O_6 வாய்பாடுடன் ஒத்துள்ளது. குளிர்ந்த நீருடன் வினைபுரியச் செய்தால் P_2O_3 நீருடன் மெதுவாகக் கூடி பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தை H_3PO_3 உண்டாக்குகிறது. பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்ஸைடு பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் ஆகிய இரண்டுமே வலுவான ஒடுக்கக் கரணிகளாக உள்ளன.

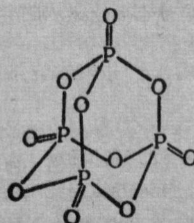
பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடு P_2O_5: பாஸ்ஃபரஸ் காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜனில் எரியும்போது இது பனி போன்ற வெண்மையான பொருளாக மிகையான அளவில் உண்டாகிறது. இதன் உருகுநிலை 565·6°C. இதன் ஆவி அடர்த்தி P_4O_{10} வாய்பாடுடன் ஒத்துள்ளது.

பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடு நீருடன் மிகவும் ஆர்வத்துடன் கூடுகிறது; எனவே இது ஒரு சிறந்த நீர் நீக்கும் காரணியாக உள்ளது. இது, சல்ஃபூரிக் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலங்கள் போன்ற பிற சேர்மங்களினின்று நீரின் தனிமங்களையும் நீக்கும் திறனுடைய தாக உள்ளது. காற்றில் P_2O_5 நீர்க்கும் தன்மையுடையதாக இருக்கிறது; விரைவில் ஒட்டும் தன்மையுள்ள மெட்டா பாஸ் ஃபாரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்ஸைடு மற்றும் பென்டாக்ஸைடின் மூலக்கூறு அமைப்பைக் கீழ்க்கண்ட அமைப்பு வாய்பாடுகளைக் கொண்டு தெரிவிக்கலாம்:



பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்ஸைடு



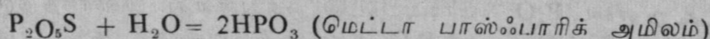
பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடு

பாஸ்ஃபரஸ் டெட்ராக்ஸைடு P_2O_4: இது ஒரு நிறமற்ற பளபளப்பான படிக வடித்தான பொருள். இதனை N_2O_4 போலவே ஒரு கலப்பு ஆக்ஸைடு எனக் கருதலாம். இதனை நீரில் கரைத்தால் சம மூலக்கூறு அளவுகளில் பாஸ்ஃப்ாரிக் மற்றும் பாஸ்ஃபரஸ் அமிலங்களை உண்டாக்குகிறது.

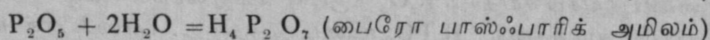


$$P_2O_4 + 3H_2O = H_3PO_4 + H_3PO_3$$

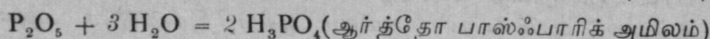
பாஸ்ஃபாரிக் அமிலங்கள்: வெப்ப நிலையைப் பொருத்து பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடு வெவ்வேறு அளவு நீருடன் கூடி மெட்டா, பைரோ, மற்றும்ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக்அமிலங்களை உண்டாக்குகிறது.



$$P_2O_5S + H_2O = 2HPO_3 \text{ (மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்)}$$



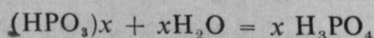
$$P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7 \text{ (பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்)}$$



$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4 \text{ (ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்)}$$

பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடை குளிர்ந்த நீரில் கரைத்தால் **மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்** கிடைக்கிறது. இதன் எளிய வாய்பாடு HPO_3 ; இதன் மூலக்கூறினுடைய உண்மையான இயைபு $(HPO_3)x$ என்ற வாய்பாடைக் கொண்டு தெரிவிக்கப்படுகிறது. இங்கு x = 3, 4, 5, 6 மற்றும் மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தின் கரைசலை ஆவியாக்கினல், இது பளிங்கு போன்று நீரில் எளிதில் கரையக்கூடிய பொருளாகப் பிரிகிறது. மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் மிகவும் நச்சுத் தன்மையுடையது. இதன் உப்புகள் நீரை மென்மையாக்குவதற்குப் பயன்படுகின்றன.

மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தின் கரைசலை கொதிக்க வைத்தால், நீர் மூலக்கூறுகள் இத்துடன் இணைந்து ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

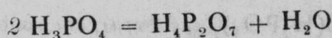


$$(HPO_3)x + xH_2O = x\,H_3PO_4$$

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் H_3PO_4 :இது நிறமற்ற படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. இதன் உருகுநிலை 42·35°C: நீரில் மிகவும் நன்ருகக் கரைகிறது.

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் நச்சுத் தன்மையுடையது அல்ல.

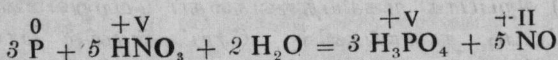
இதனை 215°C-க்கு சூடு செய்யும்போது இதன் ஒவ்வொரு இரண்டு மூலக்கூறுகளிலிருந்து ஒரு நீர் மூலக்கூறு பிரிந்து, நான்கு காரத்துவமுடைய பைரோபாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் பளிங்கு போன்ற பொருள்களாகக் கிடைக்கிறது. இது நீரில் கரையும்.



$$2\,H_3PO_4 = H_4P_2O_7 + H_2O$$

மேற்கண்ட மூன்று அமிலங்களில் மிகவும் முக்கியமானது ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்; பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் என்று குறிப்பிட்டால் அது இதனையே பொதுவாகக் குறிக்கும்.

மெட்டாபாஸ்ஃபாரிக் அமிலக் கரைசலை கொதிக்கச் செய்து தயாரிப்பதோடு, சிவப்பு பாஸ்ஃபரத்தை நைட்ரிக் அமிலம் கொண்டு ஏற்றம் பெறச் செய்தும் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தைத் தயாரிக்கலாம்.



$$3\,\overset{0}{P} + 5\,H\overset{+V}{N}O_3 + 2\,H_2O = 3\,H_3\overset{+V}{P}O_4 + 5\,\overset{+II}{N}O$$

தொழில் நுணுக்கக் காரணங்களுக்காகத் தேவைப்படும் ஆர்த்தோபாஸ்ஃபாரிக் அமிலம், சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டுடன் வினைபுரியச் செய்து தயாரிக்கப்படுகிறது.



$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = \downarrow 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

உண்டான கால்சியம் சல்ஃபேட் பெரிதும் நீரில் கரையாது இருப்பதால், இதிலிருந்து பாஸ்ஃபாரிக் அமிலக் கரைசலை எளிதில் பிரித்தெடுத்து விடலாம்; பிறகு ஆவியாக்கி அடர்ப்பிக்கலாம்.

பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் மிதமான திறனுடைய அமிலமாகும். இதன் முக்கிய அயனியாதல் மாறிலி 7.5×10^{-3} நீர்க் கரைசலில் இது முக்கியமாக H^+ அயனிகளாகவும் $H_2PO_4^-$ அயனிகளாகவும் பிரிகிறது.

பாஸ்ஃபாரிக்அமிலம் முக்காரத்துவமுடையதாக இருப்பதால் மூன்று வகையான உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. அவை; இயல்பான உப்புகள்; அமில உறுப்பில் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைக் கொண்ட அமில உப்புகள்; அமில உறுப்பில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களைக் கொண்ட அமில உப்புகள். பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தின் இயல்பான உப்புகளை **பாஸ்ஃபேட்டுகள்** என்றும், அமில உப்புகளை **ஹைட்ரஜன்** அல்லது **அமில பாஸ்ஃபேட்டுகள்** என்றும் கூறுவர்

$Na_3\,PO_4$; $Ca_3(PO_4)_2$ இயல்பான அல்லது மூவிணைய பாஸ்ஃபேட்டுகள்

$Na_2\,HPO_4$; $Ca_2\,(HPO_4)_2$ ஈரிணைய, ஹைட்ரஜன் அல்லது அமில பாஸ்ஃபேட்டுகள்

NaH_2PO_4; $Ca(H_2PO_4)_2$ ஓரிணைய, டை ஹைட்ரஜன் அல்லது டை அமில பாஸ்ஃபேட்டுகள்

எல்லா ஓரிணைய பாஸ்ஃபேட்டுகளும் நீரில் கரைகின்றன; ஈரிணைய மற்றும் மூவிணைய பாஸ்ஃபேட்டுகளுள் சோடியம், பொட்டாசியம் மற்றும் அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட்டுகள் மட்டும் கரைகின்றன.

பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தின் உப்புகள் வேளாண்மைத்துறையில் (மிகவும்) சிறப்பாக முக்கியத்துவத்தைப் பெற்றுள்ளன. மேலே குறிப்பிட்டபடி தாவரங்களின் புரோட்டீன்களில் பாஸ்ஃபரஸ் அடங்கியுள்ளது. எனவே, தாவரங்களுக்கு நைட்ரஜனைப் போல இதுவும் ஒரு முக்கிய தனிமமாக உள்ளது. நிலத்தில் நைட்ரஜனின் வளம் வளிமண்டலத்திலுள்ள நைட்ரஜனை நுண்ணுயிர்கள் நிலைப் படுத்துவதன் மூலம் புதுப்பிக்கப்படுகிறது; ஆனால் நிலத்தில் பாஸ்ஃபரத்தின் வளத்தைத் தக்கவைப்பதற்கு ஒரே வழி, உரங்களைப் பயன்படுத்துவதாகும்.

141. கனிம உரங்கள்

வேளாண்மையில் பயிர்களின் விளைச்சலை அதிக அளவிற்குப் பெறுவதற்கு தாவரங்களின் வளர்ச்சிக்குத் தேவையான தனிமங்கள் நிலத்தில் சேர்க்கப்படுவது மிகவும் முக்கியமானதாகும் என்று முன்பே கூறப்பட்டுள்ளது. இத்தனிமங்கள் கரிம உரங்கள் (எருப்பொருள்கள், முற்று நிலக்கரி) மற்றும் கனிம உரங்களின் (கனிம மூலப்பொருள்களிலிருந்து பெறப்படுபவை) வடிவில் நிலத்திற்கு இடப்படுகின்றன. பின்னதை உற்பத்தி செய்வது வேதியியத் தொழிற்துறையின் பிரிவுகளில் மிகவும் முக்கியமானதாகும். இது சல்ஃபூரிக் அமிலம் மற்றும் நைட்ரஜன் சேர்மங்களைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் துறைகளுடன் நெருங்கிய தொடர்பைப் பெற்றுள்ளது.

வேதியியத் தொழிற் துறையினால் உற்பத்தி செய்யப்படும் கனிம உரங்கள் பின்கண்டவகைகளுள் அடங்கும்:

(a) பாஸ்ஃபேட் உரங்கள் (முக்கியமாகச் சாதாரண மற்றும் இரட்டை சூப்பர்பாஸ்ஃபேட்டுகள் மற்றும் வீழ்படிவு);

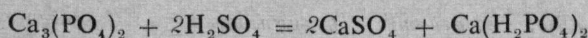
(b) நைட்ரஜன் உரங்கள் (அம்மோனியம் சல்ஃபேட், அம்மோனியம் நைட்ரேட், கால்சியம் மற்றும் சோடியம் நைட்ரேட்டுகள் மற்றும் பிற நீர்ம திண்ம உரங்கள்);

(c) பொட்டாசியம் உரங்கள் (பொட்டாசியம் குளோரைடு மற்றும் கலந்த பொட்டாசியம் உப்புகள்);

(d) போரேட், மக்னீசியம் மற்றும் மாங்கனீசியத்தின் உரங்கள் (இந்தத் தனிமங்களைக் கொண்டுள்ள சேர்மங்கள் மற்றும் உப்புகள்).

இயற்கையில் காணப்படும் பாஸ்ஃபரைட்டுகள் மற்றும், அபடைட்டுகள் ஆகிய பாஸ்பரஸ் சேர்மங்களில் பாஸ்ஃபரஸ் கரையாத மூவிணைய பாஸ்ஃபேட் $Ca_3(Po_4)_2$ வடிவில் உள்ளது. இதனைத் தாவரங்கள் செரிமானம் செய்வது கடினம். எளிதில் செரிமானம் செய்யத்தக்க உரங்களைப் பெறுவதற்கு பாஸ்ஃபரைட்டுகள், வேதியியல் முறைப்படிஃ வினைபடுத்தி இயல்பான உப்பை அமில உப்பாக மாற்றப்படுகிறது. இவ்வாறுதான் சூப்பர் பாஸ்ஃபேட், இரட்டை சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் மற்றும் வீழ்படிவு போன்ற மிக முக்கிய பாஸ்ஃபேட் உரங்கள் தயாரிக்கப் படுகின்றன.

சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டைத் தயாரிப்பதற்கு, ஒவ்வொரு மூலக் கூறு $Ca_3(PO_4)_2$ டனும் இரண்டு மூலக்கூறுகள் H_2SO_4 வினைபுரியும்அளவிற்குத் தேவையான சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை நன்கு தூளாக் கப்பட்ட இயற்கை பாஸ்ஃபரைட்டுடன் கலக்கப்படுகிறது. கலவையைத் தீவிரமாகக் கலக்கி, பின் இதற்கென்று சிறப்பாக அமைக்கப்பட்ட தொடர்ச்சியாக வேலை செய்யும் அறைகளினுள் இடப்படுகிறது. இங்கு பின்கண்ட வினை முழுமைப் பெறுகிறது.



$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = 2CaSO_4 + Ca(H_2PO_4)_2$$

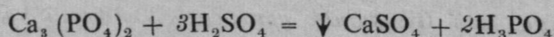
இவ்வினையினால் ஜிப்சமும் ஓரிணைய பாஸ்ஃபேட்டும் $Ca(H_2PO_4)_2$ கலந்த கலவை கிடைக்கிறது. இது ஓரளவிற்கு நன்றாகவே நீரில் கரைகிறது. தூளாக்கப்பட்ட அல்லது சிறு துணுக்குகளாக்கப்பட்ட இக்கலவையை சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் என்கிறோம்.

சாதாரண சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கையில் சிறிது உணவூட்டத்தையே (14-20% செரிமானம் செய்யக்கூடிய P_2O_5) பெற்றுள்ள ஒரு உரப்பொருளாகும். இதனைவிடப் பயனுடையதாகவும் கொண்டு செல்லத் தக்கதாகவும் இருப்பது இரட்டை சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் உரமாகும். இயற்கை பாஸ்ஃபேட்டை சல்ஃபூரிக் அமிலம் கொண்டு சிதையச் செய் வதற்குப் பதிலாக பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கொண்டு சிதையச் செய்து இது பெறப்படுகிறது. இரட்டை சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டில்

செரிமானம் செய்யத் தக்கதாக உள்ள P_2O_5-ன் அளவு 40-50% ஆகும்.

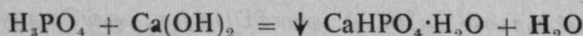
வீழ் படிவு என்பது ஒரு பாஸ்ஃபேட் உரமாகும். இதில் ஈரிணைய கால்சியம் பாஸ்ஃபேட் $Ca_2(HPO_4)_2$ அல்லது $CaHPO_4$ அடங்கியுள்ளது. இது நீரில் கரைவதில்லை; ஆனால் நிலத்திலுள்ள அமிலங்களில் கரைகிறது.

வீழ்படிவைத் தயாரிப்பதற்கு, சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டைத் தயாரிப்பதற்குத் தேவைப்படும் அளவைவிட அதிக அளவில் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை பாஸ்ஃபரைட்டுடன் வினைபுரியச் செய்து முதலில் பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் உண்டாக்கப்படுகிறது:



$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = \downarrow CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

ஜிப்சம் மற்றும் பிற கரையாத கலவைகளைக் கொண்ட வீழ் படிவிலிருந்து பாஸ்ஃபாரிக் அமிலக் கரைசலை இறுத்திப் பிரித்து, பின் இத்துடன் சுண்ணம்புக் குழம்பு போதுமான அளவிற்குச் சேர்க்கப்படுகிறது. ஈரிணைய பாஸ்ஃபேட் உண்டா கிறது.



$$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = \downarrow CaHPO_4 \cdot H_2O + H_2O$$

படிக வடித்தான வீழ்படிவை நீர்மத்தினின்று பிரித்து, படிகங்களில் உள்ள நீர் வெளிப்படாதவாறு கவனமாக உலர்த்தப்படுகிறது. இவ்வுப்பு இதன் படிக நீரை இழக்காமல் இருப்பின் தாவரங்கள் இதனை எளிதில் செரிமானம் செய்கிறது.

மேற்கண்ட பாஸ்ஃபேட் உரங்கள் **ஒற்றை உரங்கள்** எனப்படும்; ஏனெனில் தாவரங்களுக்குத் தேவையான தனி மங்களில் இவை ஒன்றை மட்டும்தான் பெற்றுள்ளன. சேர்ம கனிம உரங்கள் மிகவும் பயனுடையவைகளாக உள்ளன; ஏனெனில் இவை ஒவ்வொன்றும் பல்வேறு உணவூட்டப் பொருள்களைக் கொண்டுள்ளன. சில சேர்ம உரங்கள் பின் வருமாறு: அம்மோபாஸ், பொட்டாசியம் நைட்ரேட் (சால்ட்பீட்டர்) நைட்ரோ - பாஸ்கா. இவற்றுள் முதலாவதைத் தயாரிப்பதற்கு பாஸ்ஃபாரிக்அமிலம் அம்மோனியாவுடன் வினைபுரியச்செய்யப்படு கிறது. நடுநிலையாக்கல் வீதத்தைப் பொருத்து மோனோ அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட் $NH_4H_2PO_4$ அல்லது டை அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட் $(NH_4)_2HPO_4$ கிடைக்கும். **பொட்டாசியம் நைட்ரேட்** பொட்டாசியத்தையும் நைட்ரஜனையும் கொண்ட ஒரு இரட்டை உரப்பொருளாகும். பொட்டாசியம் குளோரைடுக்கும் சோடியம் அல்லது அம்மோனியம் நைட்ரேட் டுக்கும் இடையே நிகழும் இரட்டைச் சிதைவினால் இது உண்டாக்

கப்படுகிறது. நைட்ரோபாஸ்கா என்பது நைட்ரஜன், பாஸ்ஃபரஸ் மற்றும் பொட்டாசியத்தைக் கொண்டுள்ள ஒரு மும்மடி அல்லது முழு உரப்பொருளாகும். அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட் $(NH_4)_2HPO_4$. அம்மோனியம் நைட்ரேட் NH_4NO_3 பொட்டாசியம் குளோரைடு (அல்லது சல்ஃபேட்) ஆகியவற்றைக் கலந்து உருக்கி நைட்ரோபாஸ்கா தயாரிக்கப்படுகிறது.

உருஷியாவில் புரட்சிக்கு முன்பு கனிம உரத் தொழிற்துறை அதன் தொடக்க நிலையில் இருந்தது. *1913*-ல் நிலவியிருந்த நிலைக்களன்களின் மொத்த உற்பத்தி *89* ஆயிரம் டன்களாகத் தான் இருந்தது. ***1925-26***-ல்தான் புதிய நிலைக்களன்கள் நிறுவப்பட்டு உடனடியாகப் பெருமளவில் உரங்களை உற்பத்தி செய்யப் பட்டன. போருக்கு முன்பான ஐந்தாண்டு காலத்தில் நைட்ரஜன் மற்றும் பாஸ்ஃபேட் உரங்களை உற்பத்தி செய்வதற்கான பல பெரிய நிலைக்களன்கள் நிறுவப்பட்டன.

இந்நாட்டில் கனிம உரங்களின் உற்பத்தி முக்கியமாக இரண்டாம் உலகப் போருக்குப் பின்னர் வளர்ச்சி அடையத் தொடங்கிற்று. ***1940***-ல் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட எல்லா கனிம உரங்களின் மொத்த அளவு *3·2* மில்லியன் டன்களாக இருந்தது. ***1954***-ல் *8* மில்லியன் டன்களாகவும், பத்தாண்டுகளுக்குப் பிறகு ***1964***-ல் *25.6* மில்லியன் டன்களாகவும் உயர்ந்து விட்டது.

நெருங்கிய எதிர்காலத் தேவைக்கு கனிம உரங்களின் உற்பத்தி மிகப் பெரிய அளவில் அதிகரிக்க வேண்டும் என்று சோவியத் நாட்டின் கம்யூனிஸ்ட் கட்சியைச் சார்ந்த மைய அமைப்பின் (டிசம்பர் *1963*) அவை எதிர் நோக்கியுள்ளது. அடுத்த ஏழு ஆண்டுகளில் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட உரங்களின் அளவு நான்கு மடங்காயிற்று. உரங்களின் உற்பத்தியில் உண்டான அதிகரிப்பைத் தொடர்ந்து அதே சமயத்தில் அவற்றின் தரமும் உயர்ந்தது. இது உண்மையில் சேர்மம் மற்றும் கலவை உரங்களின் விகிதத்தை மிகவும் பயனுள்ளவாறு உயர்வு அடையச் செய்கிறது.

ஆர்சினிக் துணைத் தொகுதி

142. ஆர்சினிக் : அணு எடை 74.9216.

ஆர்சினிக் இயற்கையில் பெரிதும் உலோகங்களுடன் அல்லது உலோகம் மற்றும் சல்ஃபருடன் சேர்ம நிலையில் காணப்படுகிறது; தனி நிலையில் காணப்படுவது மிக அரிது. பூமியின் மேலோட்டில்

ஆர்சினிக் அளவு எடையளவில் $5 \times 10^{-4}\%$ ஆகும். ஸ்வீடன் நாடு பெருமளவில் ஆர்சினிக் தாதுக்களைப் பெற்றுள்ளது.

ஆர்சினிக் பொதுவாக மைஸ்பிகலிலிருந்து (அர்செனோ-பைரைட்) **FeAsS** பெறப்படுகிறது. காற்று இல்லாத சூழ்நிலையில் சூடு செய்தால், இக்கனிமம் அயர்ன் சல்ஃபைடாகவும் ஆர்சினிக் சல்ஃபைடாகவும் சிதைகிறது. பின்னது ஆவியாகும் தன்மையின் காரணமாக பதங்கமாகிறது, கிடைக்கும் பொருள் பொதுவாக மாசு கலந்திருக்கும். இதனை தூய்மைப் படுத்த வேண்டும். தூய ஆர்சினிக் உலோகப் பொலிவைக் கொண்ட ஆழ்ந்த சாம்பல் நிறமுடைய ஒரு படிக வடித்தான பொருள்: இதன் அடர்த்தி 5.73 கி./செ.மீ.^{3} இது மிகவும் நொறுங்கும் தன்மையது; ஒரு சிறந்த வெப்ப மின் கடத்தி; இதன் மின் கடத்தும் திறன் காப்பரைவிட 22 மடங்குகள்தான் குறைவாக உள்ளது.

பாஸ்ஃபரத்தைப் போலவே ஆர்சினிக்கும் பல்வேறு புற வேற்றுருவங்களைப் பெற்றுள்ளன. சாம்பல் நிற படிக வடித்தான ஆர்சினிக்கைப் பற்றிக் கூறுவதோடு கறுப்புநிற படிக உருவற்ற ஆர்சினிக்கைப் பற்றியும் குறிப்பிட வேண்டும்; பின்னது ஹைட்ரஜன் ஆர்சினைடு சிதையும்போது பெறப்படுகிறது. ஆர்சினிக் தனிமத்தினுடைய எல்லா புறவேற்றுருவங்களும் சூடு செய்யும்போது உருகாமல் பதங்கமாகின்றன.

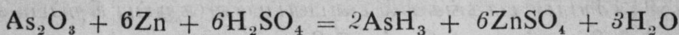
ஆர்சினிக் நீரில் கரைவதில்லை; காற்றில் சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் மிகவும் மெதுவாக ஏற்றம் அடைகிறது; ஆனால் நன்றாக சூடு செய்யும்போது எரிந்து, வெள்ளைப்பூண்டை ஒத்த மணமுடைய வெண்மையான ஆர்சினியஸ் நீரிலியை As_2O_3 உண்டாக்குகிறது. உயர் வெப்ப நிலையில் ஆர்சினிக் பல தனிமங்களுடன் நேரடியாகக் கூடுகிறது.

ஆர்சினிக் அதன் சேர்மங்களில் மூன்று மற்றும் ஐந்து இணை திறனுடையதாக உள்ளது.

தனிம ஆர்சினிக் மற்றும் அதன் எல்லா சேர்மங்களும் நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தவை.

ஆர்சினிக் டிரை ஹைட்ரைடு, ஹைட்ரஜன் ஆர்சினைடு அல்லது ஆர்சின் AsH_3: இது வெள்ளைப் பூண்டின் மணத்தை ஒத்த மிகவும் நச்சுத் தன்மை வாய்ந்த இலேசாக நீரில் கரையும் தன்மையுடைய ஒரு நிறமற்ற வாயு. பிறவிநிலை ஹைட்ரஜனால்

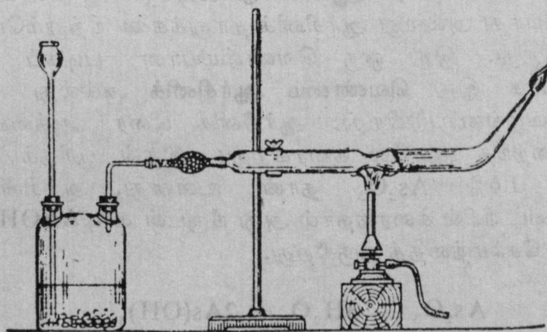
எந்த ஒரு ஆர்சினியஸ் சேர்மம் ஒடுக்கம் அடைந்தாலும் ஹைட்ரஜன் ஆர்சினைடு உண்டாகிறது. எடுத்துக்காட்டு:



$$As_2O_3 + 6Zn + 6H_2SO_4 = 2AsH_3 + 6ZnSO_4 + 3H_2O$$

ஹைட்ரஜன் ஆர்சினைடு மிகவும் நிலையற்றது; சூடு செய்தால் எளிதில் ஹைட்ரஜனாகவும் ஆர்சினிக் தனிமமாகவும் சிதைகிறது.

பல்வேறு பொருள்களுடன் ஆர்சினிக் சேர்ந்திருப்பதைக் கண்டறிவதற்கு, சூடு செய்யும்போது ஹைட்ரஜன் ஆர்சினைடு சிதையக் கூடியதாக இருக்கும் பண்பு பயன்படுத்தப்படுகிறது. இதற்காக படம் 93-ல் காட்டப்பட்டுள்ள சாதனம் பயன்படுத்தப் படுகிறது.



படம் 93.

ஆர்சினிக்கைக் கண்டறியும் சாதனம்.

இதில் ஹைட்ரஜனைத் தயாரிப்பதற்கான ஒரு இரட் கழுத்து புட்டியும் முனையில் மேல் நோக்கியவாறு ஒரு வளை மத்தியில் சிறிது குறுகலான அமைப்பையும் கொண்ட எள உருகாத ஒரு குழாயும் உள்ளன. வெளிப்படும் ஹைட்ர உலர்த்துவதற்காக புட்டிக்கும் குழாய்க்கும் இடையே கால்சி குளோரைடைக் கொண்ட ஒரு குமிழ் உள்ளது.

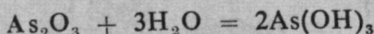
தூய சிங்க் துண்டுகள் பலவற்றைப் புட்டியில் போட்டு அவற்றின் மீது நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஊற்றப்படு கிறது; சாதனத்திலிருந்து காற்று முழுதும் வெளிப்பட்டதும் குழாயின் நுனியில் ஹைட்ரஜன் எரியச் செய்யப்படுகிறது. பின் சோதனை செய்ய வேண்டிய பொருளின் ஒரு சிறு பகுதியை ஒரு நீண்ட புனல் வழியாக புட்டிக்குள் சேர்த்து, கிடைவாட்டில் உள்ள குழாயின் குறுகிய இடத்தில் சூடு செய்யப்படுகிறது. பொருளில் ஆர்சினிக் இருக்குமானால் புட்டியில் ஹைட்ரஜன்

ஆர்சினைடு உண்டாகி குழாயின் சூடான பகுதிக்குள் செல்லும் போது சிதையும். இவ்வாறு வெளிப்பட்ட ஆர்சினிக் குழாயின் குளிர்ச்சியான பாகங்களில் பளபளப்பான கறுப்பு நிறப்படிவாகத் (ஆர்சினிக் கண்ணுடி) தென்படுகிறது.

இம் முறையைக் கொண்டு மிக மிகக் குறைந்த அளவில் உள்ள ஆர்சினிக்கையும் கண்டறிய முடிகிறது.

ஆர்சினிக் இரண்டு ஆக்ஸைடுகளைப் பெற்றுள்ளது; அவை: ஆர்சினிக் டிரை ஆக்ஸைடு அல்லது ஆர்சினியஸ் நீரிலி As_2O_3; ஆர்சினிக் பென்டாக்ஸைடு அல்லது ஆர்சினிக் நீரிலி As_2O_5.

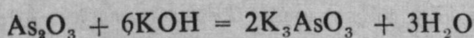
ஆர்சினிக் டிரை ஆக்ஸைடு As_2O_3: ஆர்சினிக் காற்றில் எரியும்போது அல்லது ஆர்சினிக் தாதுக்களை நீற்றும்போது இது கிடைக்கிறது. இது ஒரு வெண்மையான படிகப் பொருள். பொதுவாக இது **வெண்மை ஆர்சினிக்** அல்லது **ஆர்சினிக்** என்று வழங்கப்படுகிறது. ஆர்சினிக் டிரை ஆக்ஸைடு நீரில் மிகக் குறைந்த அளவே கரைகிறது; இதன் பூரிதக் கரைசலில் 15°C-ல் 1.5% As_2O_3 தான் உள்ளது. ஆர்சினிக் டிரை ஆக்ஸைடை நீரில் கரைத்தால் அது நீருடன் கூடி $As(OH)_3$ அல்லது AsO_3 சேர்மத்தைத் தருகிறது.



$$As_2O_3 + 3H_2O = 2As(OH)_3$$

இது ஈரியல்புடையது; ஆனால் ஓங்கிய அமிலப் பண்புகளைப் [பெ]ற்றுள்ளது. எனவேதான் இதனை ஆர்சினியஸ் அமிலம் [என்]கிறோம்.

ஆர்சினியஸ் அமிலம் H_3AsO_3: இது தனி நிலையில் பெறப் [பட]வில்லை; நீர்க் கரைசலில் தான் அறியப்படுகிறது. இது ஒரு [மி]கவும் வலுவற்ற அமிலம் ($K = 6 \times 10^{-10}$). இதன் உப்புகள் [ஆ]ர்சினைட்டுகள் எனப்படும். ஆர்சினிக் ஆக்ஸைடைக் காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்து கார உலோகங்களின் ஆர்சினைட்டுகளை எளிதில் பெறலாம்.

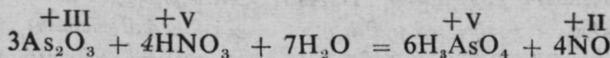


$$As_2O_3 + 6KOH = 2K_3AsO_3 + 3H_2O$$

பல ஆர்சினைட்டுகள் மெட்டா ஆர்சினியஸ் அமிலத்தின் $HAsO_2$ பெறுதிகளாக உள்ளன.

ஆர்சினியஸ் அமிலமும் அதன் உப்புகளும் மிகவும் வீரிய ஒடுக்கக் கரணிகளாகச் செயல்படுகின்றன.

ஆர்சினிக் அல்லது ஆர்சினிக் டிரை ஆக்ஸைடை நைட்ரிக் அமிலத்தினல் ஏற்றம் அடையச் செய்தால் ஆர்சினிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.

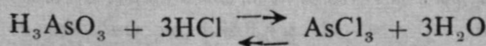


$$\overset{+III}{3As_2O_3} + \overset{+V}{4HNO_3} + 7H_2O = \overset{+V}{6H_3AsO_4} + \overset{+II}{4NO}$$

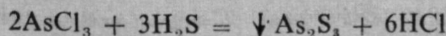
ஆர்சினிக் அமிலம் H_3AsO_4: இது நீரில் எளிதில் கரையும் ஒரு திண்மம். இதன் அமில அயனி வலிவு பாஸ்பாரிக் அமிலத்தை ஒத்துள்ளது. **ஆர்சினேட்டுகள்** எனப்படும் இதன் உப்புகள் பெரிதும் இவற்றிற்கு இணைந்த பாஸ்ஃபேட்டுகளை ஒத்திருக்கின்றன. மெட்டா மற்றும் பைரோ ஆர்சினிக் அமிலங்களும் அறியப்பட்டுள்ளன. ஆர்சினிக் அமிலத்தை நீற்றினல் அது வெண்மையான பளிங்கு தன்மையுடைய ஆர்சினிக் பென்டாக்ஸைடாக As_2O_5 மாறுகிறது.

ஆர்சினியஸ் மற்றும் ஆர்சினிக் அமிலங்களின் பண்புகளை ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால், பின்னதில் அமிலப் பண்புகள் ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன. இதுபோன்று பண்புகளில் படிப்படியான மாற்றம் நிகழ்தல் எல்லாத் தனிமங்களுக்கும் உரிய ஒரு பொது விதியாகும். அவ்விதி: **தனிமத்தின் இணைதிறன் உயரும்போது, அதன் ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் தன்மை மாறுதல், அதன் அமிலப் பண்புகள் அதிகரித்தல் மற்றும் காரப் பண்புகள் குறைதல் ஆகியவை ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன.**

ஆர்சினிக்கின் சல்ஃபைடுகள்: ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கலந்த H_3AsO_3 கரைசலினூடே செலுத்தினல், ஒரு மஞ்சள் நிற ஆர்சினிக் டிரை சல்ஃபைடு As_2S_3 வீழ்படிவு உண்டாகிறது; இது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைவதில்லை. நிகழும் வினைகளை கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகளின் வாயிலாகத் தெரிவிக்கலாம்:

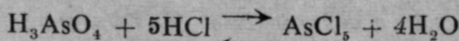


$$H_3AsO_3 + 3HCl \rightleftharpoons AsCl_3 + 3H_2O$$

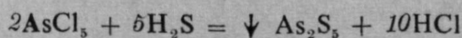


$$2AsCl_3 + 3H_2S = \downarrow As_2S_3 + 6HCl$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை மேற்கண்டது போலவே HCl கலந்த ஆர்சினிக் அமிலக் கரைசல்களினூடே செலுத்தி மஞ்சள் நிற ஆர்சினிக் பென்டாசல்ஃபைட் As_2S_5ஐப் பெறலாம்.

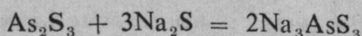


$$H_3AsO_4 + 5HCl \rightleftharpoons AsCl_5 + 4H_2O$$



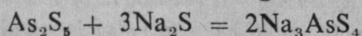
$$2AsCl_5 + 5H_2S = \downarrow As_2S_5 + 10HCl$$

ஆர்சினிக் தனிமத்தின் சல்ஃபைடுகள் கார உலோகங்களின் சல்ஃபைடுகளுடனும் Na_2S, K_2S மற்றும் அம்மோனியம் சல்ஃபைடுடனும் $(NH_4)_2S$ வினைபுரிந்து தயோஆர்சினியஸ் அமிலம் H_3AsS_3 மற்றும் தயோ ஆர்சினிக் H_3AsS_4 அமிலத்தினுடைய கரையும் உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன; ஆர்சினிக்கினுடைய ஆக்ஸி அமிலங்களில் உள்ள எல்லா ஆக்ஸிஜன் அணுக்களையும் சல்ஃபரால் பதிலீடு செய்யக் கிடைப்பது தயோ அமிலங்களாகும்.



$$As_2S_3 + 3Na_2S = 2Na_3AsS_3$$

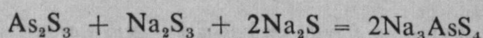
சோடியம் தயோ ஆர்சினைட்



$$As_2S_5 + 3Na_2S = 2Na_3AsS_4$$

சோடியம் தயோ ஆர்சினேட்

கார பாலிசல்ஃபைடுகளை As_2S_3 யுடன் வினைபுரியச் செய்தும் தயோ ஆர்சினிக் அமில உப்புகளைத் தயாரிக்கலாம்.



$$As_2S_3 + Na_2S_3 + 2Na_2S = 2Na_3AsS_4$$

தனிம ஆர்சினிக்கின் பயன்கள் மிகக் குறைவே. அயர்ன் அல்லாத உலோகங்களின் பல்வேறு உலோகக் கலவைகளை மிகவும் கடினமாக்குவதற்கும் மற்றும் அரிப்பை அதிக அளவில் தாங்க வல்லதாகச் செய்தவற்கும் அவற்றுடன் சிறிய அளவுகளில் ஆர்சினிக் சேர்க்கப்படுகிறது. ஆனல், பெரும்பாலும் எல்லாத் தாவரம் மற்றும் விலங்கினங்களில் ஆர்சினிக் காட்டும் ஓங்கிய உடற்கூறு செயலின் அடிப்படையில் ஆர்சினிக் சேர்மங்கள் மிகையான அளவில் பயன்படுகின்றன.

ஆர்சினிக் சேர்மங்கள் நீண்ட காலமாக மருத்துவத்தில் பயன்பட்டு வருகின்றன; குறைந்த அளவுகளில் ஆர்சினிக் வளர் சிதை மாற்றத்தை தூண்டச் செய்வதற்கும் உயிர்ப் பொருள்களை வலுவுறச் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது. இதற்காக பொதுவாக பொட்டாசியம் ஆர்சினைட்டின் நீர்த்தக் கரைசல்கள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. ஆர்சினின் நோவர்செனல், சால்வர்சான் போன்ற பல கரிம மருந்துகளிலும் ஆர்சினிக் அடங்கியுள்ளது.

ஆர்சினிக் சேர்மங்கள் வெகுவாகப் பயன்படும் மற்றொரு துறை வேளாண்மைத் துறையாகும். இங்கு ஆர்சினியஸ் மற்றும் ஆர்சினிக் அமிலங்களின் பல உப்புகள் பூச்சிக் கொல்லிகளாகப் பயன்படுகின்றன.

ஆர்சினிக் டிரை ஆக்ஸைடு எலிகள், சுண்டெலிகள் மற்றும் பிற கொறிக்கும் உயிரினங்களைக் கொல்லுவதற்கு நஞ்சாகப் பயன்படுகிறது.

முதலாளித்துவ நாடுகள் (முக்கியமாக அமெரிக்கா மற்றும் ஸ்வீடன்) உற்பத்தி செய்யும் வெள்ளை ஆர்சினிக் As_2O_3 வருடத்திற்கு *60-70* ஆயிரம் டன்களாகும்.

143. ஆன்டிமனி (ஸ்டிபியம்): அணு எடை 121·75

ஆன்டிமனி இயற்கையில் பொதுவாக சல்ஃபருடன் சேர்ந்து **டெஸ்மைன்** Sb_2S_3 வடிவில் சேர்மங்களாகக் காணப்படுகிறது. பூமியின் மேலோட்டில் இதன் அளவு மிகக் குறைவாக (எடையளவில் *0·00005%*) இருந்தபோதிலும் இது பண்டைக் காலந் தொட்டே அறியப்பட்டுள்ளது. இயற்கையில் டெஸ்மைன் அடிக்கடி காணப்பட்டதும் அதிலிருந்து தூய ஆன்டிமனியை மிக எளிதில் பிரித்தெடுக்க முடிந்ததும் இதற்குக் காரணமாகும். காற்றின் முன்னிலையில் வறுத்தால் டெஸ்மைன் ஆன்டிமனி டெட்ராக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது; இதனை நிலக்கரியைக் கொண்டு ஒடுக்கி ஆன்டிமனி பெறப்படுகிறது.

தனி நிலையில் ஆன்டிமனி உலோகப் பொலிவுடைய சில்வர் கலந்த வெண்மை நிறங்கொண்ட ஒரு திண்மம். இதன் அடர்த்தி *6·68* கி./செ.மீ^{3}; கொதிநிலை *630·5*°C. தோற்றத்தில் இது ஒரு உலோகத்தைப் போல காட்சியளிக்கிறது. ஆனால் நொறுங்கும் தன்மையது. சாதாரண உலோகங்களைவிட மிகக் குறைந்த வெப்ப மின் கடத்தும் திறனைக் கொண்டது. இந்த 'உலோக' வடிவ ஆன்டிமனியைத் தவிர வேறு புறவேற்றுருவங்களும் அறியப்பட்டுள்ளன.

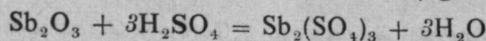
உலோக ஆன்டிமனி பல உலோகக் கலவைகளில் அவற்றைக் கடினமாக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது. ஆன்டிமனியும் சிறிது டின் சேர்க்கப்பட்ட லெட்டும் கலந்த உலோகக் கலவை **டைப் உலோகம்** எனப்படும். இது அச்செழுத்துக்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

ஆன்டிமனியின் உலக உற்பத்தி (USSR இல்லாமல்) வருடத்திற்கு *40,000* டன்களாகும். இதனைப் பெரிதும் உற்பத்தி செய்யும் நாடுகள் மெக்சிக்கோ, போல்வியா, யுகோஸ்லாவியா மற்றும் சீனா ஆகும். உருசியச் சக்கரவர்த்தி காலத்தில் தேவைப்படும் மூலப் பொருள் இருந்தும், அங்கு ஆன்டிமனி தொழிற்சாலை எதுவும் கிடையாது. சோவியத் காலங்களில் தான் குறைந்த அளவு தாதுக்களிலிருந்து ஆன்டிமனியைப் பிரித்தெடுக்க தொடங்கப்பட்டது.

ஆன்டிமனி அதன் சேர்மங்களில் பெரிதும் ஆர்சினிக்கை ஒத்துள்ளது; ஆனல் ஓங்கிய உலோகப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது.

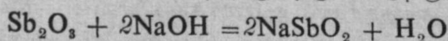
ஹைட்ரஜன் ஆன்டிமொனைடு SbH_3: இது ஒரு நச்சுத் தன்மையுடைய வாயு. ஹைட்ரஜன் ஆர்சினைடு உண்டாவது போலவே இதுவும் உண்டாகிறது. சூடு செய்யும் போது இது ஹைட்ரஜன் ஆர்சினைடைவிட இன்னும் எளிதாகவே சிதைந்து ஆன்டிமனியையும் ஹைட்ரஜனையும் உண்டாக்குகிறது.

ஆன்டிமொனி டிரைஆக்ஸைடு அல்லது **ஆன்டிமொனியஸ் நீரிலி** Sb_2O_3: ஈரியல்பு ஆக்ஸைடுகளுக்கு இது ஒரு சிறந்த மாதிரி ஆக்ஸைடாகும்; சிறிது ஓங்கிய காரப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. ஆன்டிமொனி டிரைஆக்ஸைடு சல்ஃபூரிக் மற்றும் ஹைட்ரோ குளோரிக் போன்ற வீரிய அமிலங்களில் கரைந்து, உப்புகளை உண்டாக்குகிறது; இவ்வுப்புகளில் ஆன்டிமனி மூவிணை திறனுடைய உலோகத்தைப் போல செயல்படுகிறது.



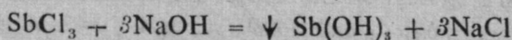
$$Sb_2O_3 + 3H_2SO_4 = Sb_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

ஆன்டிமனி டிரை ஆக்ஸைடு காரங்களிலும் கரைந்து ஆன்டிமொனியஸ் அமிலம் H_3SbO_3 அல்லது மெட்டா ஆன்டிமொனியஸ் அமிலத்தின் $HSbO_2$ உப்புகளைத் தருகிறது. எடுத்துக்காட்டு:



$$Sb_2O_3 + 2NaOH = 2NaSbO_2 + H_2O$$

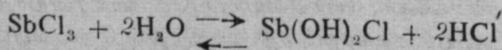
ஆன்டிமொனியஸ் அமிலம் அல்லது **ஆண்டிமொனி ஹைட்ராக்ஸைடு** $Sb(OH)_3$: மூவிணை திறனுடைய ஆன்டிமொனி உப்புகளைக் காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்தால் இது ஒரு வெண்மையான வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.



$$SbCl_3 + 3NaOH = \downarrow Sb(OH)_3 + 3NaCl$$

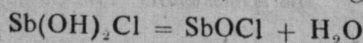
வீழ்படி அமிலங்களிலும் மற்றும் மிகையளவு காரங்களிலும் கரைகிறது.

மூவிணை திறனுடைய ஆன்டிமனி உப்புகள், ஒரு வலுவற்ற காரத்தின் உப்புகளைப் போல, நீர்க் கரைசலில் நீராற் பகுப்படைந்து கார உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன.



$$SbCl_3 + 2H_2O \rightleftarrows Sb(OH)_2Cl + 2HCl$$

ஆனல் இதுபோன்ற உப்புகள் ஒரு நீர் மூலக்கூற்றை எளிதில் வெளிவிட்டு வேறுவகைக் கார உப்புகளாக மாறுகின்றன,



$$Sb(OH)_2Cl = SbOCl + H_2O$$

பின்கண்ட உப்பில் SbO தொகுதி ஓரிணை திறனுடைய உலோகத்தைப் போல செயல்படுகிறது; இதனை **ஆண்டிமொனைல்** என்கிறோம். உண்டான உப்பை ஆண்டிமொனி ஆக்ஸி குளோரைடு அல்லது **ஆண்டிமொனைல் குளோரைடு** என்கிறோம்.

ஆண்டிமொனி பென்டாக்ஸைடு அல்லது **ஆண்டிமொனிக் நீரிலி** Sb_2O_5: இது ஓங்கிய அமிலப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. இது மூன்று அமிலங்களைப் பெற்றுள்ளது. அவை ஆர்த்தோ–, மெட்டா–, மற்றும் பைரோ ஆண்டிமொனிக் அமிலங்களாகும் (HS_3SbO_4, $HSbO_3$ மற்றும் $H_4Sb_2O_7$), மூன்று அமிலங்களின் உப்புகளும் அறியப்பட்டுள்ளன.

ஆண்டிமொனி டெட்ராக்ஸைடு Sb_2O_4: இது ஒரு கலந்த ஆக்ஸைடாகும். இதில் ஒரு ஆண்டிமொனி அணு மூவிணை திறனையும் மற்றொன்று ஐந்திணை திறனையும் பெற்றுள்ளது. Sb_2O_3 அல்லது Sb_2O_5-ஐக் காற்றின் முன்னிலையில் சூடு செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. ஆண்டிமொனியின் மிகவும் நிலையான ஆக்ஸைடு இதுவே. பொதுவாக, ஆண்டிமொனி டெட்ராக்ஸைடை ஆர்த்தோ ஆண்டிமொனிக் அமிலத்தின் $SbSbO_4$ ஆண்டிமொனி உப்பு எனக் கருதப்படுகிறது.

ஆண்டிமொனி சல்ஃபைடுகள் Sb_2S_3 மற்றும் Sb_2S_5 ஆகியவை ஆர்சினிக் சல்ஃபைடுகளுடன் பண்புகளில் மிகவும் ஒத்துள்ளன. ஆரஞ்சு-சிவப்பு நிறமுடைய இப்பொருள்கள் கார சல்ஃபைடுகளில் கரைந்து தயோ உப்புகளைத் தருகின்றன. ஆண்டிமொனி சல்ஃபைடுகள் தீக்குச்சி மற்றும் ரப்பர் தொழிற்சாலைகளில் பயன்படுகின்றன.

144. பிஸ்மத் (பிஸ்மத்தம்): அணு எடை 208·980

ஆர்சினிக் துணைத் தொகுதியில் கடைசியாக உள்ளது பிஸ்மத். இது அலோகப் பண்புகளைக் காட்டிலும் மேலோங்கிய உலோகப் பண்புகளினால் சிறந்துள்ளது. இதனை உலோகம் எனக் கருதலாம்.

பிஸ்மத் இயற்கையில் காணப்படுவது மிக அரிதே (பூமியின் மேலோட்டின் எடையளவில் இதன் அளவு 0·00001% ஆகும்). இது தனி நிலை மற்றும் சேர்ம நிலையிலும் காணப்படுகிறது. பிஸ்மத் ஆக்ரே Bi_2O_3 பிஸ்மத் திணை் Bi_2S_3 ஆகியவை இதன் சேர்மங்கள். பிஸ்மத்தின் உலக உற்பத்தி ஓராண்டிற்கு 1000-1500 டன்களாகும். முதலாளித்துவ நாடுகளுள் மிக அதிக

அளவில் பிஸ்மத்தை உற்பத்தி செய்யும் நாடுகள் மெக்சிக்கோ மற்றும் பெரு ஆகியவைகளாகும்.

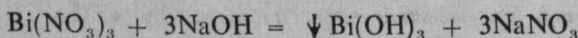
தனி நிலையில் பிஸ்மத் பளபளப்பான சிவப்பு கலந்த வெண்மை நிற நொறுங்கும் உலோகமாக உள்ளது. இதன் அடர்த்தி 9.8 கி./செ. மீ.^{3}; உருகுநிலை 271·3°C அச்சுத் துறை மற்றும் பல்வேறு தீ தடுக்கும் சாதனங்களில் பயன்படும் உருகும் தன்மை கொண்ட உலோகக் கலவைகளில் அடங்கியுள்ளது.

சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் பிஸ்மத் காற்றில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதில்லை; ஆனால் நன்றாகச் சூடு செய்தால் எரிந்து பிஸ்மத் ஆக்ஸைடை Bi_2O_3 உண்டாக்குகிறது. பிஸ்மத்தை நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைக்கலாம்.

பிஸ்மத் ஹைட்ரைடு BiH_3: பிஸ்மத் மற்றும் மக்னீசியம் கலந்த உலோகக் கலவையை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்தபோது 1918-ல் BiH_3 மிகமிகக் குறைந்த அளவுகளில் முதன் முதலாகப் பெறப்பட்டது. இது மிகவும் நிலையற்றது; சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் கூட மெதுவாக சிதைகிறது.

பிஸ்மத் டிரை ஆக்ஸைடு Bi_2O_3: பிஸ்மத்தைக் காற்றில் வறுக்கும்போதும் மற்றும் பிஸ்மத் நைட்ரேட் சிதையும்போதும் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. இது காரத் தன்மையுடையது; அமிலங்களில் கரைந்து மூவிணை திறன் பிஸ்மத்தைக் கொண்ட உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. மேலும் மூன்று ஆக்ஸைடுகள் அறியப்பட்டுள்ளன. அவை BiO, Bi_2O_4 மற்றும் Bi_2O_5 ஆகும். இவற்றுள் Bi_2O_5 சிறிது அமிலப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது.

பிஸ்மத் ஹைட்ராக்ஸைடு $Bi(OH)_3$: கரையும் பிஸ்மத் உப்புகளைக் காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்தால் இது ஒரு வெண்மையான வீழ்படிவாகப் பிரிகிறது.



$$Bi(NO_3)_3 + 3NaOH = \downarrow Bi(OH)_3 + 3NaNO_3$$

பிஸ்மத் ஹைட்ராக்ஸைடு மிகவும் வலுவற்ற காரமாகும். இக்காரணத்தினால் தான் பிஸ்மத் உப்புகள் எளிதில் நீராற்பகுப்படைந்து, நீரில் மிகக் குறைந்த அளவில் கரையக் கூடிய கார உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன.

பிஸ்மத் உப்புகளுள் கீழ்க்கண்டவை குறிப்பிடத் தக்கவை களாகும்:

பிஸ்மத் நைட்ரேட் $Bi(NO)_3 . 5H_2O$ பிஸ்மத்தின் நைட்ரிக் அமிலக் கரைசலிலிருந்து இந்த உப்பை படிகமாகப் பிரித்தெடுக்க லாம். நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த சிறிதளவு நீரில் இது எளிதில் கரைகிறது. இக் கரைசலை நீர் கொண்டு நீர்த்தால், நீராற் பகுப்பு நிகழ்ந்து $Bi(OH)_2NO_3$ இயைபுடைய ஒரு கார உப்பு வீழ்படிவடைகிறது.



$$Bi(NO_3)_3 + 2H_2O \rightleftharpoons Bi(OH)_2NO_3 \downarrow + 2HNO_3$$

வினை மீளும் தன்மையுடையதாக இருப்பதால், மிகையான அமிலம் வீழ்படிவைக் கரையச் செய்து திரும்பவும் $Bi(NO_3)_3$ ஐ உண்டாக்குகிறது.

கார பிஸ்மத் நைட்ரேட் மருத்துவத்தில் இரைப்பையைச் சார்ந்த சில வியாதிகளைக் குணமாக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது.

பிஸ்மத் குளோரைடு $BiCl_3$: பிஸ்மத்தைக் குளோரினில் சூடு செய்து அல்லது அதனை இராஜத் திராவகத்தில் கரைத்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது நீரில் சிதைந்து பிஸ்மத் ஆக்ஸி குளோரைடு அல்லது பிஸ்மத்தைல் குளோரைடு BiOCl என்ற கார உப்பு ஒரு வெண்மை நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

பிஸ்மத் சல்ஃபைடு Bi_2S_3: ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு பிஸ்மத் உப்புகளுடன் வினைபுரியும்போது இது கறுமை கலந்த பழுப்புநிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. வீழ்படிவு கார சல்ஃபைடுகளில் கரைவதில்லை; ஆர்சினிக் மற்றும் ஆன்டிமொனி தருவதுபோல் பிஸ்மத், தயோ உப்புகளைத் தருவதில்லை.

17. கார்பன் குடும்பம்

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு					
கார்பன் ...	C	12·01115	6	2	4				
சிலிக்கன் ...	Si	28·086	14	2	8	4			
ஜெர்மானியம்	Ge	72·59	32	2	8	18	4		
டின் ...	Sn	118·69	50	2	8	18	18	4	
லெட் ...	Pb	207·19	82	2	8	18	32	18	4

145. பொதுப் பண்புகள்

தனிம வரிசை அட்டவணையின் நான்காவது தொகுதியில் முதலாவது தனிமமாக இருப்பது **கார்பன்.** இத்தொகுதியில் இரண்டாவது இடத்தில் மூன்றாவது குறுகிய வரிசையில் அமைந்துள்ளது சிலிக்கன். இவ்விரண்டு தனிமங்களின் அணுக்கள் வெளி ஷெல்களில் நான்கு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. இவை நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் மிக எளிதில் சகபிணைப்புகளை உண்டாக்குகின்றன. இப்பண்பு, ஐந்தாவது தொகுதியிலுள்ள இவற்றிற்கு இணையான தனிமங்களினுடையதைப் போலல்லாமல் குறைந்த மாதிரித் தன்மையுடையதாக இருப்பினும் இவை அலோகங்கள் என வகைப்படுத்தப்படுகின்றன. **ஜெர்மானியம், டின்** மற்றும் **லெட்** அணு அமைப்பில் கார்பன் மற்றும் சிலிக்கனை ஒத்துள்ளன. இவ்வைந்து தனிமங்களும் ஒருங்கே சேர்ந்து நான்காவது தொகுதியின் முக்கிய

துணைத் தொகுதியாக அமைகின்றன; இதனைக் **கார்பன் குடும்பம்** என்கிறோம்.

கார்பனிலிருந்து லெட் வரை அணு பருமன் உயர்வு அடைவது, கார்பன் குடும்பத் தனிமங்களின் அலோகப் பண்புகள் (எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கும் திறன்) குறையத் தொடங்க வேண்டும் என்பதையும் உலோகப் பண்புகள் (எலெக்ட்ரான்களை வழங்கும் திறன்) அதே வரிசையில் அதிகரிக்க வேண்டும் என்பதையும் தெரிவிக்கிறது. உண்மையில் ஜெர்மானியம் உலோகப் பண்புகளைக் காட்டுகிறது; டின் மற்றும் லெட்டினுடைய உலோகப் பண்புகள் அவற்றின் அலோகப் பண்புகளைக் காட்டிலும் ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன. எனவே, இக் குடும்பத்தில் முதல் இரண்டு தனிமங்கள் மட்டும் தான் அலோகங்கள்; மற்ற மூன்றையும் பொதுவாக உலோகங்கள் என வகைப்படுத்துகிறோம்.

அணுவின் வெளி ஷெல்லில் நான்கு எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பதனால், கார்பன் குடும்பத்தைச் சேர்ந்த எல்லாத் தனிமங்களினுடைய உயர் இணைதிறன், நேர் மற்றும் எதிர், நான்காக உள்ளது. கார்பன் குடும்பத் தனிமங்கள் +2 இணைதிறனையும் காட்டுகின்றன; ஆனால், கார்பன் மற்றும் சிலிக்கானுடைய ஈரிணை திறன் சேர்மங்கள் அரிதாகவும் ஒப்பிடுகையில் நிலையற்றதாகவும் உள்ளன.

இவ்வத்தியாயம் கார்பன் மற்றும் சிலிக்கனைப் பற்றி மட்டும் தான் கூறும்; கார்பன் குடும்பத்தின் மற்ற தனிமங்களை பிற உலோகங்களுடன் சேர்க்கப்பட்டுப் பிற்பகுதியில் விவரிக்கப் படும்.

கார்பன்: அணு எடை 12·01115

146. காணப்படும் விதம்

கார்பன் தனிம நிலையிலும், மிகப் பல சேர்மங்களாகவும் காணப்படுகிறது. இயற்கையில் காணப்படும் கார்பன் டைமன்ட் மற்றும் கிராஃபைட் என்ற இரண்டு எளிய பொருள்களை உண்டாக்குகிறது. கார்பனைக் கொண்டுள்ள கரி எனப்படும் ஒரு மூன்றாவது எளிய பொருளை செயற்கை முறையில்தான் பெற முடியும். இருப்பினும் கரியின் இயைபை மிகவும் ஒத்த பொருள்களும் இயற்கையில் உள. எடுத்துக் காட்டாக, பூமியின் கோளத்தில் பல இடங்களில் பலவகைப்பட்ட கனிம நிலக்கரி பெரிய படிவுகளாகக் காணப்படுகின்றது. சில நிலக்கரிகளில் 99 விழுக்காடு கார்பன் உள்ளது.

கார்பன் சேர்மங்கள் மிகவும் பரந்து காணப்படுகின்றன. பூமியின் ஆழங்களில் நிலக்கரியுடன் பெட்ரோலியமும் மிகையான அளவில் சேகரமடைந்துள்ளது. பெட்ரோலியம் பல்வேறு கார்போனிஃபெரஸ் சேர்மங்களின், முக்கியமாக ஹைட்ரோ கார்பன்களின் ஒரு சிக்கலான கலவையாகும். பூமியின் மேலோட்டில் கார்போனிக் அமிலத்தின் உப்புகள், முக்கியமாக கால்சியம் உப்பு, சுண்ணம்புக் கல் மற்றும் சுண்ணம்புக் கட்டியினால் (Chalk) ஆன மலைக் குவியல்களாகக் காணப்படுகிறது. காற்றில் எப்போதும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு உள்ளது. மேலும், தாவரங்கள் மற்றும் விலங்கு உயிரினங்கள் பெற்றுள்ள பொருள்களில் முக்கிய உறுப்பாக இருப்பது கார்பனாகும். பூமியின் மேலோட்டில் கார்பனின் மொத்தஅளவு எடையளவில் 0·35%-க்கு மேல் மதிப்பீடு செய்யப்படவில்லை என்றாலும், பூமியில் மிகையாக காணப்படும் தனிமங்களில் கார்பனும் ஒன்றாக உள்ளது.

மிகையான அளவில் காணப்படுவதிலும் பல வகைப்பட்ட சேர்மங்களைப் பெற்றிருப்பதிலும் கார்பன் மற்ற தனிமங்களினிடையே தனக்கே உரித்தான ஓர் இடத்தைப் பெற்றுள்ளது. இது வரை அறியப்பட்டுள்ள கார்பன் சேர்மங்களின் எண்ணிக்கை சுமார் இரண்டு மில்லியனாகும்; மாறாக மற்ற எல்லாத் தனிமங்களினுடைய சேர்மங்களை ஒன்றாக எடுத்துக்கொண்டால் அவற்றின் எண்ணிக்கை மூன்று இலட்சத்துக்கு அதிகமாக இல்லை.

கார்பன் பலவகைப்பட்ட சேர்மங்களைப் பெற்றிருப்பதற்குக் காரணம் அதன் அணுக்கள் ஒன்றோடு ஒன்று இணைந்து நீண்ட சங்கிலிகளை அல்லது பல நூறு எண்ணிக்கையில் அணுக்களைக் கொண்ட வளையங்களை உண்டாக்க வல்லதாக இருப்பதேயாகும். (பிரிவு 159-ஐக் காண்க.)

147. கார்பனின் புறவேற்றுமை

தனிம கார்பன் மூன்று புறவேற்றுருவங்களைப் பெற்றுள்ளது. அவை, ஐசோமெட்ரிக் முறையில் படிகமாகும் டைமன்ட், அறு கோண அமைப்பு முறையைச் சார்ந்த கிராஃபைட், மற்றும் நிலக்கரி அல்லது கரி எனப்படும் படிகவடிவற்ற கார்பனாகும். பின்னர் குறிப்பிட்ட புறவேற்றுமை தெளிவாக கிரஃபைட்டின் ஒரு தனித்தன்மையுடைய கிரிப்டோ படிகவடிவமாகும். படிக உருவற்ற கார்பன் உண்மையில் நிலவியுள்ளதா இல்லையா என்று இன்னும் உறுதிப்பட நிர்ணயிக்கப்படவில்லை.

டைமண்ட்: இது ஒளிக்கதிர்களை நன்கு விளக்கும் தன்மையுடைய ஒரு நிறமற்ற பொருள். இயற்கையில் இது மிக அரிதாக, பொதுவாக பாறைகளில் பதிந்த சிறு சிறு படிகங்களாக அல்லது புதைந்துள்ள படிவுகளில் தூவப்பட்டது போன்று காணப்படுகிறது. இதுவரை கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ள மிகப் பெரிய டைமண்டின் எடை 620 கி. காங்கோ மற்றும் தென் ஆப்பிரிக்காவில் டைமண்ட் படிவுகள் பெருமளவில் காணப்படுகின்றன. வளமிக்க டைமண்ட் படிவுகள் யாகத் ASSR-ல் (கிழக்கு சைபீரியா) சமீபகாலத்தில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளது.

டைமண்டின் அடர்த்தி 3·51கி./செ.மீ.^{3} அறியப்பட்டுள்ள எல்லா பொருள்களையும்விட டைமண்ட்கடினமானது. பொறியியல் துறையில் இது அதிகமாகப் பயன்படுவதற்கு இத்தன்மைதான் காரணமாகும். கண்ணடியை அறுப்பது மற்றும் பாறைகளைக் குடைவது போன்ற கடினப்பொருள்களில் வேலை செய்வதற்கு இது பயன்படுத்தப்படுகிறது. டைமண்ட் மிகவும் கடினமாக இருந்தபோதிலும் அதே சமயத்தில் மிகவும் நொறுங்கும் தன்மையதாகவும் உள்ளது. டைமண்டுகளை அறுக்கும்போது கிடைக்கும் தூள், மணிக்கற்களைச் செய்வதற்கும் வேறு டைமண்டுகளை அறுப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. நேர்த்தியாக அறுக்கப்பட்டதும் குறைபாடில்லாது பளிங்கு போன்றதுமான டைமண்டுகளை ஒளிவீசிகள் (brilliants) என்கிறோம்.

டைமண்டுகளின் உலக உற்பத்தி சுமார் 4 டன்களாகும். இவற்றுள் 80% தொழில் நுணுக்க வேலைகளுக்குப் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

டைமண்டுகளின் மிக உயர்ந்த மதிப்புக் காரணமாக, இவற்றை கிராஃபைட்டிலிருந்து செயற்கைமுறையில் பெறுவதற்கு பல முயற்சிகள் மேற்கொள்ளப்பட்டன. ஆனால் சமீபகாலம் வரை இம்முயற்சிகள் எல்லாம் தோல்வியையே கண்டன. 1955-ல் தான் அமெரிக்கா மற்றும் ஸ்வீடன் நாட்டு அறிவியலார் செயற்கை டைமண்டுகளை உண்டாக்குவதில் ஒரே சமயத்தில் வெற்றி கண்டனர். மிக உயர் அழுத்தத்தில் (70 அல்லது 100 ஆயிரம் வளிமண்டல அளவில்) சுமார் 3,000°C-ல் நீண்ட நேரம் சூடுசெய்து இதைப் பெற்றனர். இதற்கான செய்முறைகள் மிக நுணுக்கமான அறிமுறை கணக்கீடுகளின் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளன. இவ்விதம் பெறப்பட்ட டைமண்டுகள் சிறிய மஞ்சள் நிறப்படிங்களாக இருந்தன: இவற்றின் விலை இயற்கை டைமண்டுகளின் விலையைவிட அதிகம்.

ஆக்ஸிஜனில் தீவிரமாகச் சூடுசெய்தால், டைமண்டு எரிந்து, அதனால் கிடைக்கும் ஒரே விளைபொருள் கார்பன் டை ஆக்ஸைடாகும். காற்று இல்லாமல் நன்றாகச் சூடுசெய்தால் இது கிராஃபைட்டாக மாறுகிறது.

கிராஃபைட்: இது சிறிது உலோகப் பொலிவைக் கொண்ட ஆழ்ந்த சாம்பல் நிறமுடைய படிகப் பொருள். இதன் அடர்த்தி 2.17-லிருந்து 2.3.கி./ செ.மீ.^{3} வரை மாறுபடுகிறது. டைமண்டைப் போல் அல்லாமல் கிராஃபைட் மிகவும் மென்மையான பொருளாக உள்ளது. ஒரு கிராஃபைட் துண்டினால் ஒரு தாளின் குறுக்கே ஒரு கோடு வரைந்தால், மிக நுண்ணிய கிராஃபைட் படிகங்கள் செதில்கள் வடிவில் தாளின் மீது ஒட்டிக் கொண்டு ஒரு சாம்பல் நிற அடையாளத்தை உண்டாக்குகின்றன. இதனால்தான் லெட் பென்சில்களை தயாரிப்பதற்கு கிராஃபைட் பயன்படுகிறது.

மிகத் தீவிரமாகச் சூடு செய்தாலும் கிராஃபைட் காற்றில் எரிவதில்லை: ஆனால் எளிதில் ஆச்ஸிஜனில் எரிந்து கார்பன் டை ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

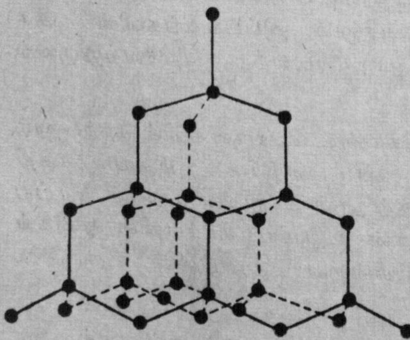
கிராஃபைட் மின்சாரத்தைக் கடத்துகிறது; மின் பொறியியல் துறையின் மின் முனைகளை செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. உலோகங்களை உருகச் செய்வதற்கான உருகாத் தன்மைக் கொண்ட மூசைகளைச் செய்வதற்கு களிமண்ணுடன் கலந்த நிலையில் கிராஃபைட் பயன்படுகிறது. எண்ணெயுடன் கலந்த நிலையில் கிராஃபைட் ஒரு சிறந்த மசகாகப் பயன்படுகிறது. கிராஃபைட்டின் செதில்கள் பொருளின் கரடுமுரடான பரப்பை நிரப்பி அதற்கு மிருதுத் தன்மையை அளிப்பதால், அதன் மீது வழுக்கிச் செல்வது எளிதாகிறது. அணுக்கரு உலைகளில் கிராஃபைட் ஒரு வேகக் குறைப்பானாகப் பயன்படுகிறது.

முதலாளித்துவ நாடுகளின் கிராஃபைட் உற்பத்தி வருடத்திற்கு 130-140,000 டன்களாகும். இவற்றுள் பெரும்பகுதி மெக்சிகோ, ஆஸ்டிரியா மற்றும் மடகாஸ்கர் ஆகிய இடங்களில் தோண்டி எடுக்கப்படுகிறது. சோவியத் நாட்டில் கிழக்கு சைபீரியா, ஆல்டை மலைகள், எனிசெய் நதியின் கிளை நதியான குரேய்காவின் கரைகள் மற்றும் பிற இடங்களிலும் கிராஃபைட் படிவுகள் பெருமளவில் காணப்படுகின்றன.

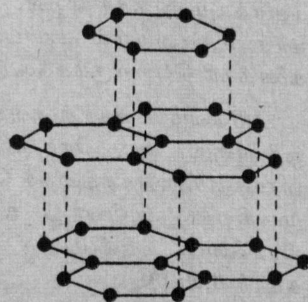
சுட்ட கரித்துணுக்குகளுடன் கீல் மற்றும் சிறிது மணலையும் கலந்து கலவையினூடே அதிகச் செறிவுடைய மாறுதிசை மின்சாரத்தைச் செலுத்தி செயற்கை முறையில் தற்போது

கிராஃபைட் தயாரிக்கப்படுகிறது. மின் முனைகளுக்கு இடையே உள்ள கலவை அதன் உயர் எதிர்ப்புச் சக்தி காரணமாக மிகவும் சூடு அடைந்து சுமார் **24-36** மணிகளுக்குள் அதிலுள்ள கார்பன் கிராஃபைட்டாக மாறுகிறது. செயற்கை கிராஃபைட் இயற்கை கிராஃபைட்டைக் காட்டிலும் தூய்மையிலும் ஒரு படித்தான தன்மையிலும் மேம்பாடு உடையதாக உள்ளது.

டைமண்ட் மற்றும் கிராஃபைட்டுக்கு இடையே பண்புகளில் அதிக அளவு வேற்றுமை காணப்படுவதற்குக் காரணம் அவற்றின் உள்ளமைப்பில் வேறுபாடு இருப்பதேயாகும். இப்பொருள்களின் படிகங்களின் கார்பன் அணுக்கள் அமைந்து காணப்படும் விதத்தை X-கதிர்கள் கொண்டு நிர்ணயிக்கப்பட்டுள்ளது. டைமண்ட் படிகங்களில் எல்லா கார்பன் அணுக்களும் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்று சம தூரங்களில் (**1.54Å**) உள்ளன. ஒவ்வொரு அணுவும் ஒரு சீரான நான்முகியின் மையத்திலும் பிற அணுக்கள் அதன் நான்கு மூலைகளிலும் அமைக்கப்பட்டுள்ளன (படம் 94). டைமண்டின் கடினத் தன்மையை நோக்கும்போது, அதன் அணுக்களிடையே நிலவியிருக்கும் விசைகள் மிகவும் வலுவானவைகளாகவும் பெரிதும் வேதிய இணைதிறன் விசைகளாகவும் இருக்கின்றன என அறியப்படுகிறது. படிகம் முழுமையாக ஒரு பெரிய தனி கார்பன் மூலக்கூறாக உள்ளது.



படம் 94.
டைமண்டில் கார்பன் அணுக்களின் அமைப்பு



படம் 95.
கிராஃபைட்டில் கார்பன் அணுக்களின் அமைப்பு

கிராஃபைட் படிகங்கள் முற்றிலும் வேறுபட்ட அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இப்பொருளில் கார்பன் அணுக்கள் இணை தளங்களில் அமைந்தவாறு உள்ள ஒரு சீரான அறுகோணத்தின் மூலைகளில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன (படம் 95). அடுத்துள்ள இரு

தளங்களுக்கு இடையேயுள்ள தூரம் (3.4Å) அறுகோண அமைப்பில் அடுத்துள்ள இரு அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள தூரத்தை விட (1.45Å) அதிகமாக உள்ளது. இதன் காரணமாக, ஒரே தளத்தில் அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள பிணைப்பு தளங்களுக்கிடையே உள்ள பிணைப்பைக் காட்டிலும் மிகவும் வலுவானதாக உள்ளது. டைமண்ட் படிகம் ஒரு பெரிய தனி முப்பரிமாண மூலக்கூறாக இருக்கும்போது, கிராஃபைட் படிகத்தின் அமைப்பு தட்டையான இரு-பரிமாண மூலக்கூறுகள் மிகையான அளவில் ஒன்றின் மேல் ஒன்று தளர்ச்சியாக அடுக்கி வைத்தாற் போன்ற ஒரு குவியலாகக் காணப்படுகிறது. லெட் பென்சிலை ஒவ்வொரு முறையும் நாம் பயன்படுத்தும் போது அதன் மீது உண்டாகும் குறி கிராஃபைட்டிலிருந்து பிரிந்த நுண்ணிய செதில்களால் ஆனதாகும். இத்தன்மை, தளங்களுக்கு இடையே உள்ள பிணைப்புகளின் வலுக்குறைவை வெளிப்படுத்துவதாக உள்ளது.

படிக வடிவற்ற கார்பன் (கரி): காற்றில்லாமல் கார்போஹைட்ரேட் ஃபெரஸ் சேர்மங்களைச் சூடுசெய்தால், அவற்றிலிருந்து கார்பன் ஒருகறுப்பு நிறப் பொருளாக வெளிப்படுகிறது. இதனையே படிகவடிவற்ற கார்பன் அல்லது கரி என்கிறோம். X-கதிர் மூலம் இதுபோன்ற கார்பன் சிறுசிறு படிகங்களைக் கொண்டுள்ளது என்று நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. இவை நுண் நோக்கிக்கும் புலனாகாதவைகளாகவும் கிராஃபைட்டினுடைய அமைப்பை உடையவைகளாகவும் இருக்கின்றன. இருப்பினும், இப்படிகங்களின் பக்கமாக உண்மையில் கார்பனின் படிகவடிவற்ற புறவேற்றுருவங்களைக்கரி பெற்றிருக்கக்கூடும்.

மிகவும் உருகாத் தன்மை கொண்ட பொருள்களில் கார்பனும் ஒன்றாகும். ஒரு கிராஃபைட் தண்டு வழியாக மிகவும் சக்தி வாய்ந்த மின்சாரத்தைச் செலுத்திதான் கார்பனை உருகச் செய்ய முடிகிறது. இவ்வாறு உண்டான உருகிய கார்பனின் துளிகள் கிராஃபைட் திண்மமாக மாறுகின்றன. கார்பனின் உருகுநிலை சுமார் 3,600°C.

படிக வடிவற்ற கார்பன் சாதாரண கரைப்பான்களில் கரைவதில்லை; ஆனால் உருகிய நிலையிலுள்ள அயர்ன், நிக்கல் மற்றும் பிளாட்டினம் போன்ற பல உலோகங்களில் கரைகிறது. இக்கரைசல்களைக் குளிரச் செய்தால் கார்பன் கிராஃபைட்டாக வீழ்படிவடைகிறது. கரியின் அடர்த்தி 1·8-லிருந்து 2·1 கி./செ.மீ.^{3} வரை மாறுபடுகிறது.

கரிகள் எந்தப் பொருளில் இருந்து பெறப்படுகிறதோ அந்தப் பொருள் மற்றும் அவற்றைத் தயாரிக்கும் முறை ஆகியவற்றைப்

பொருத்து பண்புகளில் பெரிதும் மாறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன. மேலும், இவை எப்போதும் இவற்றின் பண்புகளைப் பெரிதும் பாதிக்கும் மாசுகளுடன் இணைந்தே உள்ளன. **சுட்டகரி**, **மரக்கரி**, **எலும்புக்கரி**, மற்றும் **கார்பன் மை** ஆகியவை படிக வடிவற்ற கார்பனின் மிக முக்கிய வகைகளாகும்.

நிலக்கரியை உலர் சிதைத்து வடித்தலுக்கு உட்படுத்தி சுட்ட கரி பெறப்படுகிறது. இது உலோகவியலில் ஒடுக்க முறையில் தாதுக்களிலிருந்து உலோகங்களைப் பெறுவதற்கு முக்கியமாகப் பயன்படுகிறது.

மரத்தைக் காற்று இல்லாத சூழ்நிலையில் சூடு செய்து மரக்கரி பெறப்படுகிறது. முன்பெல்லாம் மிகவும் பண்படாத முறையில் இது செய்யப்பட்டது. மரக்கட்டைகளை நீண்டகுவியல்களாக அடுக்கி, பந்தங்களைச் செருகி, காற்று செல்ல சிறுசிறு துவாரங்கள் இருக்கும்படி புல்லைக் கொண்டு மூடி தீவைக்கப்படும். சிறு பகுதி மரம் எரிந்துவிடும்; ஆனால் பெரும்பகுதி கரியாக மாறும். தற்போதெல்லாம் கரி பெரிய அயர்ன் வாலைகளில் தயாரிக்கப் படுகிறது; உலர் சிதைத்து வடிக்கும் இம்முறையில் மீத்தைல் ஆல்கஹால், அசிட்டிக் அமிலம் போன்ற முக்கிய விளைபொருள் களைச் சேகரிப்பதற்கு முடிகிறது.

கரி, உலோகவியலிலும், உலோக வேலை உலைக்கும், வெடி மருந்து தயாரிப்பதற்கும், ஆவிகள் மற்றும் வாயுக்களை உறிஞ்சிக் கொள்வதற்கும் பயன்படுகிறது.

கிரீஸ் நீக்கப்பட்ட எலும்புகளைக் கரியாக்கி எலும்புக்கரி தயாரிக்கப்படுகிறது. இதில் 7-11% கார்பன், 80% கால்சியம் பாஸ்ஃபேட் மற்றும் கனிம உப்புகள் அடங்கியுள்ளன. எலும்புக் கரியின் குறிப்பிடத்தக்க பண்பு, முக்கியமாக கரிம சாயங்களிடம் காட்டுவது, மிகையான அதன் உறிஞ்சும் திறனாகும்; கரைசல் களிலிருந்து பலவகைப்பட்ட நிறப் பொருள்களை நீக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது.

கார்பன் மை தான், படிகவடிவற்ற கார்பனில் மிகவும் தூயது மீத்தேனை வெப்பச் சிதைவுக்கு உட்படுத்தி அல்லது கீல், டர்பென்டைன் அல்லது கார்பனை அதிகம் கொண்டுள்ள பொருள் களைப் போதுமான அளவு காற்றில் எரித்து இது தயாரிக்கப்படு கிறது. இது கறுப்பு மையாகவும் (இந்தியன் மை, அச்சுமை)

ரப்பர் தொழிற்சாலையில் ரப்பரின் ஒரு முக்கிய பகுதிப் பொருளாகவும் மிகுந்த அளவில் பயன்படுகிறது.

148. பரப்பு ஊன்றுகை

மேற்குறிப்பிட்டபடி, பலவகைப்பட்ட பொருள்களை அதன் பரப்பில் ஊன்றச் செய்து கொள்ளும் பண்பை கரி பெற்றுள்ளது. வாயுக்கள், ஆவிகள் மற்றும் கரைந்த பொருள்களை பிற பொருள்கள் தங்கள் பரப்பில் ஊன்றுகை அடையச் செய்யும் பண்பு **'பரப்பு ஊன்றுகை'** எனப்படும். திண்மங்கள், நீர்மங்கள் ஆகிய இரண்டுமே ஊன்றிகளாகச் செயல்படலாம்; ஆனால் சிறந்த ஊன்றிகளாக இருப்பவை திண்மங்களே.

பரப்பு ஊன்றுகைக்குக் காரணம் ஒரு பொருளின் பரப்பில் உள்ள துகள்களின் நிலை, அதன் பெரும்பகுதியிலுள்ள துகள்களின் நிலையிலிருந்து வேறுபட்டிருத்தலேயாகும். பொருளின் உள்ளிடத்தே துகள்களுக்கிடையே செயல்படும் எல்லா விசைகளும் ஒன்றிற்கு ஒன்று சமமாகிவிடுகின்றன. ஆனால் பரப்பில், பரப்பின் உட்பக்கமாக நோக்கிய விசைகள் மற்றும் பரப்பு தளத்திலுள்ள விசைகள் மட்டும் தான் சமன் செய்யப்படுகின்றன. எனவே, பரப்பு அடுக்கு, அதனை அடுத்துள்ள திரவம் அல்லது வாயு நிலைமையிலுள்ள துகள்களை ஈர்க்கும் சக்தியுடையதாக உள்ளது. பல எடுத்துக்காட்டுகளில், ஊன்றப்பட்ட அடுக்கிலுள்ள துகள்கள் ஒரு மூலக்கூறு தடிப்புடையவையாகக் காணப்படுகின்றன.

ஊன்றப்பட்ட மூலக்கூறுகள் ஒரு குறிப்பிட்ட முறையில் அதிர்வுறுகின்றன. சில மூலக்கூறுகள் தாங்களாகவே ஊன்றப்பட்ட பரப்பினின்று பிரிந்து சூழ்ந்துள்ள ஊடகத்திற்குச் செல்கின்றன; அவை இருந்த இடத்தில் வேறு மூலக்கூறுகள் ஊன்றிக் கொள்கின்றன. இதன் விளைவாக ஊன்றுகை சமநிலை ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையைப் பெறுகிறது; இந்நிலையில் பரப்பினின்று பிரியும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் பரப்பை அடையும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் சமமாக இருக்கும்.

ஊன்றுகை சமநிலை, ஊன்றச் செய்யும் பொருளை அடுத்துள்ள நிலையிலிருக்கும் ஊன்றப்பட்ட பொருளின் அடர்வு மற்றும் வெப்ப நிலை ஆகிய இரண்டையும் சார்ந்து காணப்படுகிறது. அடர்வு அதிகமாகும்போது, ஊன்றிய சதவீதம் குறைந்த அடர்வுகளின் போது இருந்ததைவிடக் குறைவாக இருப்பினும், ஊன்றப்பட்ட மூலக் கூறுகளின் முழு அளவு அதிகரிக்கச் செய்கிறது.

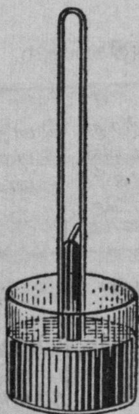
அட்டவணை 23

நொறுக்குதலால் ஒரு பொருளின் பரப்பளவு அதிகமாதல்

கனச் சதுர விளிம்பின் நீளம்	கனச் சதுரங்களின் எண்ணிக்கை/க.செமீ	மொத்த பரப்பளவு	கனச்சதுர விளிம்பின் நீளம்	கனச்சதுரங்களின் எண்ணிக்கை/க.செமீ	மொத்த பரப்பளவு
1 செ.மீ.	1	6 செ.மீ.^{2}	1μ	10^{12}	$6m^2$
1 மி.மீ.	10^3	60செ.மீ.^{2}	$1\ m\mu$	10^{21}	$6{,}000m^2$
0·1 மி.மீ.	10^6	600 செ.மீ.^{2}	$0{\cdot}1\ m\mu$	10^{24}	$60{,}000\ m^2$
0·01 மி.மீ.	10^9	6,000செ.மீ.^{2}			

வெப்ப நிலையில் மாற்றங்கள் உண்டாவதால் சமநிலையில் பெயர்வுகள் உண்டாதலை ஊன்றுகையை அடுத்து வெப்பம் வெளியாகின்ற செயல் நிர்ணயிக்கிறது. எனவே, லீச் சேட்டிலியர் கொள்கைப்படி, வெப்பநிலையில் உண்டாகும் உயர்வு ஊன்றுகை சமநிலையை, ஊன்றிய மூலக்கூறுகள் விடுவிக்கப்படுகின்ற திசையில் பெயர்ச்சி அடையச் செய்யும். மாறாக, வெப்பநிலை குறைந்தால், ஊன்றப்படும் மூலக்கூறுகளின் அளவு அதிகரிக்கிறது.

ஊன்றுகை ஒரு பொருளின் பரப்பில் மட்டும் நிகழக்கூடிய செயலாக இருப்பதால், ஊன்றச் செய்யும் பொருளின் பரப்பளவு அதிகமாக இருக்கும் அளவிற்கு அதில் ஊன்றும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் அதிகமாக இருக்க முடியும் என்பது தெளிவு. எனவே, நுண் துளைகளைக் கொண்ட மற்றும் தூளாக்கப்பட்ட பொருள்கள் ஒரு விதியாகவே, நுண் துளைகளைப் பெற்றில்லாத பொருள்களைவிட அதிக பரப்புக் கவர்ச்சியைக் கொண்டிருக்கும். அட்டவணை 23 ஒரு பொருளை நொறுக்கும்போது எவ்வாறு அதன் பரப்பளவு வெகுவாக அதிகமாகிறது என்பதை விளக்குகிறது. 1 செ.மீ. நீள விளிம்பைக் கொண்ட ஒரு கன சதுரத்தை 1 மி.மீ. 0.1 மி.மீ. அளவு நீளங்களையுடைய விளிம்புகளைக் கொண்ட கன சதுரங்களாகப் பிரிக்கும்போது அதன் பரப்பளவில் உண்டாகும் அதிகரிப்பை இவ்வட்டவணை காட்டுகிறது. சாதாரண - கரியின் சிறந்த ஊன்றுகைப் பண்பிற்குக் காரணம் பெரிதும் அதன் நுண் துளை அமைப்பேயாகும்.



படம் 96.

கரியினல் அம்மோனியா ஊன்றுகை பெறுவதை விளக்கும் கருவி.

கரியினல் வாயுக்கள் ஊன்றுகை பெறுவதைக் காண, பின்கண்ட சோதனையை நிகழ்த்தலாம். ஒரு கண்ணடி உருளையை அம்மோனியா கொண்டு நிரப்பி மெர்க்குரியைக் கொண்டுள்ள ஒரு கலத்தினுள் கவிந்தபடி நிறுத்தி வைக்கவும் (படம் *96*). பின் ஒரு துண்டு கரியை எரிகருவியினல் சூடு செய்து, குளிரச் செய்வதற்கு மெர்க்குரியில் அமிழ்த்தி பின் உருளையினுடைய வாயின் அடியில் கொண்டு செல்க. இப்போது (உருளை வடிவான குழாயிலுள்ள) மெர்க்குரியின் பரப்பிற்கு கரி மிதந்து வரும்; கரியினல் அம்மோனியா உறிஞ்சப் படவே, உருளையில் உடனடியாக மெர்க்குரி உயரத் தொடங்கும்.

ஒரு ஊன்றச் செய்யும் பொருளினல் ஊன்றப் பட்ட வாயுவின் அளவு, ஊன்றச்செய்யும் பொருளின் பண்புகள் மற்றும் வாயுவின் தன்மை ஆகிய இரண்டையும் பொருத்துள்ளது. இவ்வகையில் ஒரு தெளிவான தொடர்பு கண்டறியப்பட்டுள்ளது. அது, வாயுவின் நிலைமாறு வெப்பநிலை எந்த அளவிற்கு உயர்வாக இருக்கிறதோ அந்த அளவிற்கு எளிதாக வாயுவை ஊன்றச் செய்ய முடிகிறது.

அட்டவணை *24* திட்ட அழுத்தத்தில் 15°C-ல் ஒரு கிராம் கரி உறிஞ்சக் கூடிய வெவ்வேறு பொருள்களின் அளவை மில்லி லிட்டர்களில் காட்டுகிறது.

கிளர்வுற்ற கரியினல் முக்கியமாக வாயுக்கள் எளிதாக உறிஞ்சப்படுகின்றன. கிளர்வுற்ற கரியைத் தயாரிப்பதற்கான முறைகளுள் மிகவும் சிறந்ததாக இருப்பது மரவகைக் கரியை நன்ருக நீராவியின் தாரையில் சூடு செய்வதாகும். இது போன்று செய்த பிறகு கரி மிகவும் அதிக நுண் துளைத் தன்மையைப் பெற்று அதன் பரப்பு ஊன்றுகை திறன் பெரிதும் அதிகரிக்கிறது.[1]

[1] கிளர்வுற்ற கரி இருவகை நுண் துளைகளைக் கொண்டுள்ளது: (a) 10^{-3} —10^{-4} செ.மீ. அளவு விட்டங்களைக் கொண்ட, நுண்ணோக்கியின் மூலம் காணக் கூடிய ஓரளவிற்குப் பெரிய நுண் துளைகளைக் கொண்டவை; (b) $9{\cdot}2 \times 10^{-7}$ — $2{\cdot}8 \times 10^{-7}$ செ. மீ. அளவு விட்டங்களைக் கொண்ட நுண்ணோக்கியின் மூலம் பார்க்க முடியாத மிக நுண்ணிய துளைகளைக் கொண்டவை. பின்னவை பரப்பு ஊன்றுகை வினைகளில் மிகவும் முக்கியத்துவம் பெற்றவைகளாகும். கிளர்வுற்ற கரியின் ஒரு கிராமில் உள்ள இது போன்ற நுண் துளைகளின் மொத்த பரப்பளவு $1000 m^2$ அளவிற்கு அதிகமாக உள்ளது.

அட்டவணை 24

கரியினால் வாயுக்கள் பரப்பு ஊன்றுகை அடைதல்

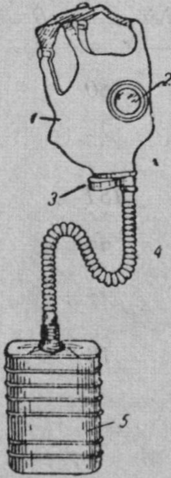
ஊன்றிய வாயு	கொதி நிலை டிகிரி C	ஊன்றிய வாயுவின் அளவு மி.லி.
சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு ..	– 10·1	380
குளோரின் ..	– 34·1	235
அம்மோனியா ..	– 33·5	181
ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு ..	– 60·8	99
கார்பன் டை ஆக்ஸைடு ..	– 78·5	47·6
மீத்தேன் ..	– 161·6	16·2
ஆக்ஸிஜன் ..	– 183·0	8·2
ஹைட்ரஜன் ..	– 252·8	4·7

காற்றும் மற்றும் வாயுக்கலவைகளிலிருந்து ஆவியாகும் தன்மை கொண்ட நீர்மங்களின் ஆவிகளை ஊன்றச் செய்வதற்குக் கிளர்வுற்ற கரி பயன்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, எண்ணெய் வளமுடைய இடங்களிலிருந்து பெருமளவில் வெளிப்படும் இயற்கை வாயுக்களிலிருந்து கேசோலினை கிளர்வுற்ற கரியைக் கொண்டு சேகரிக்கலாம். கரி, மற்றும் பிற ஊன்றச் செய்யும் பொருள்களினால் ஆவியாகும் நீர்மங்களை ஊன்றச் செய்வது பின் அவற்றை விடுவிப்பது, தொழில் துறையில் மிக அதிக அளவில் பயன்படும் ஒருமுறையாகும்; ஏனெனில் இது மிகப் பெருமளவில் விலை உயர்ந்த கரைப்பான்கள் செலவாவதை மீதம் செய்வதாக உள்ளது.

மிகவும் நன்றாகக் குளிர்விக்கப்பட்ட கரி மிகச் சிறந்த முறையில் வெற்றிடத்தை உண்டாக்கப் பயனாகிறது; ஏனெனில் வெற்றிடப் பம்பினாலும் நீக்க முடியாத, கடைசியில் உள்ள சிறிதளவு காற்றையும் இது ஊன்றச் செய்து விடுகிறது. சில வேதி வினைகளில் இது வினைவேக மாற்றியாகவும் செயல்படுகிறது.

முதல் உலகப் போரின்போது (1914–18) N. செலின்ஸ்கியின் கருத்தின்படி, சுவாச உறுப்புகளை நச்சு வாயுக்களிலிருந்து

பாதுகாப்பதற்கு கிளர்வுற்ற கரி பயன்படுத்தப்பட்டது. கிளர் வுற்ற கரி இன்றும் புதுமையான வாயு முகமூடிகளில் பயன்பட்டு வருகிறது (படம் 97).



படம் 97.

வாயு முகமூடி
1-ரப்பர் முகத்துண்டு;
2-மூக்குக் கண்ணடி;
3-வெளிவிடு வால்வு;
4-வளைந்து நெளிந்த குழாய்; 5-சிறு பெட்டி.

கரைந்த பொருள்களைக் கரி ஊன்றுகைச் செய்வதை 18-ம் நூற்றுண்டின் பிற்பகுதியில் இரஷிய அகாடமிசியன் T. லோவிட்ஸ் கண்டுபிடித்தார். இவர் ஈத்தைல் ஆல்கஹாலைத் தூய்மைப் படுத்துவதற்குக் கரியைப் பயன்படுத்தினர். அபபோதிருந்து ஆல்கஹால் தொழிற்சாலைகளில் ஆல்கஹாலை அதன் மாசுகளில் (ஃபூசல் எண்ணெய்கள்) இருந்து தூய்மைப்படுத்த, கரியின் வழியாக வடிகட்டப் படுகிறது. சர்க்கரையைத் தூய்மைப்படுத்தும் சாலைகளில், இதே முறையில் சர்க்கரை அதற்கு மஞ்சள் நிறத்தைத் தரும் பொருள் களினின்றும் பிரித்துத் தூய்மைப்படுத்தப்படு கிறது.

கரியுடன் பல்வேறு பிற பொருள்களும் நன்கு ஊன்றச் செய்யும் திறனைப் பெற்றுள் ளன. துணிகளுக்கு சாயம் ஊட்டல், தோலை பதனிடுதல் மற்றும் பல வினைகள், தாவரம் மற்றும் விலங்கின் நாரியற் பொருள்கள் கரைந்த பொருள்களை ஊன்றச் செய்யும் பண்பை அடிப்படையாகக் கொண்டு அமைந் தவைகளாகும்.

வெவ்வேறு பொருள்கள் வெவ்வேறு முறையில் ஒரே பொருளினல் ஊன்றுகை செய்யப்படுகின்றன. இந்த இயற் பாட்டின் அடிப்படையில் வண்ணப் படிவுப் பிரிகை (Chromato-graphic) ஆய்வு முறையை இரஷிய தாவர இயல் வல்லுநர் M. ஸ்வெட் வளரச் செய்தார். இவர் இம்முறையில், அமைப் பில் பெரிதும் ஒன்றை ஒன்று ஒத்த தாவர இலைகளின் பச்சை நிறப் பொருளான குளோரோஃபில் சேர்மத்தின் இரு பகுதிப் பொருள் களை வெற்றிகரமாகப் பிரித்து எடுத்தார்.

M. ஸ்வெட் கேசோலினைப் பயன்படுத்தி இலைகளிலிருந்து குளோரோஃபில்லைப் பிரித்தெடுத்து கால்சியம் கார்பனேட் கொண்டு நன்கு நெருக்கமாக நிரப்பப்பட்ட ஒரு கண்ணடிக் குழாயின் வழியாகக் கரைசலைச் செலுத்தினர். கேசோலின்

கண்ணடி பத்தியின் வழியாகச் செல்லும்போது அதன் நிறத்தை இழந்து, கால்சியம் கார்பனேட்டினல் அடுத் தடுத்து ஊன்றுகை அடைந்த நிறப் பொருள்கள் உருளை வடிவ பத்தியில் வரிசையாக நிறமுடைய வளையங்களாகத் தோன்றின. கண்ணடி உருளையிலிருந்து கால்சியம் கார்பனேட் பத்தியை நீக்கி அதிலிருந்து வளையங்களைத் தனித்தனியாகப் பிரித்தெடுத்தார். பின் தகுந்த கரைப்பான்களைக் கொண்டு ஒவ்வொரு வளையத்திலிருந்தும் ஊன்றியிருந்த பொருள்களைப் பிரித்தார். இவ்வாறு ஸ்வெட் வேதியியத் தூய்மை கொண்ட குளோரோஃபில்லின் வடிவங்களை பெற்றார்.

பரப்பு ஊன்றுகை பகுப்பாய்வுக்கான மிக துல்லிய முறையைக் கண்டறிந்ததின் வாயிலாக, தீவிர வேதியியல் அல்லது இயற்பியல் முறைகளுக்கு உட்படுத்தாமலேயே வேதியியத் தொடர்புடைய சேர்மங்களின் கலவைகளை அவற்றின் கூறு பகுதிகளாகப் பிரிக்க வேண்டும் என்ற வேதியியலாரின் நீண்ட நாட் கனவை ஸ்வெட் நனவாக்கி விட்டார். தற்போது வண்ணப் படிவுப் பிரிகை முறை, நிறமுடைய மற்றும் நிறமற்றப் பொருள்களைப் பிரிப்பதற்கு எல்லா வகை ஆய்வுகளிலும் மிகுதியாக பயன்படுத்தப்படுகிறது. இம்முறையைக் கொண்டு தற்காலத் தொழிற்சாலைகளில் பலவகை வைட்டமின்கள், ஹார்மோன்கள், பென்சிலின் மற்றும் பிற பொருள்கள் மிகத் தூய நிலையில் பெறப்படுகின்றன.

தற்காலத்தில் மிகவும் அதிகப் பயனுடையதாகக் காணப்படும் மற்றொரு வண்ணப் படிவு பிரிகை முறை **வாயு வண்ணப் படிவுப் பிரிகை** முறையாகும். இம் முறையில் ஊன்றச் செய்யும் பொருள்களைக் கொண்டு வாயுக்கள் பிரிக்கப்படுகின்றன.

அகாடமிசியன் **P.** ரெபின்தர் என்பவர் பல்வேறு பொருள்களின் எந்திரத் திறனை பரப்பு ஊன்றுகைச் செயல் எவ்வாறு பாதிக்கிறது என்பதைக் கண்டறிந்து நிறுவினர். நீர்மங்களின் புறப்பரப்பு இழுவிசையை பெரிதும் பாதிக்கக் கூடிய பொருள்களை திண்மங்கள் அவற்றின் மீது ஊன்றச் செய்து கொள்ளும்போது, ஊன்றிய மூலக்கூறுகள் திண்மங்களில் உள்ள மிகச் சிறிய பிளவுகளை ஆப்பு வைத்து பிரித்தாற்போல் பிரித்து, அவற்றின் வலுவைக் குறையச் செய்கின்றன. இவ்வியற்பாடு, பாறையைக் குடையும் முறையிலும் மற்றும் உலோகக் கலவைகளை எந்திரமுறை செயற்பாடுகளுக்கு உட்படுத்துவதிலும் மிக முக்கியத்துவம் பெற்றுள்ளது.

149. கார்பனின் வேதியியப் பண்புகள்

கார்பைடுகள்: சாதாரண வெப்பநிலைகளில் கார்பன் மந்தமாக உள்ளது; மிக வலுவான ஏற்றிகளுடன் மட்டும்தான் வினைபுரிகிறது. சூடு செய்யும்போது கார்பனின் செயல்படும் திறன் அதிகரிக்கிறது; எளிதில் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடுகிறது. இது ஒரு சிறந்த ஒடுக்கி. உலோகவியலில் மிகவும் முக்கியமான வினையான தாதுக்களிலிருந்து உலோகங்களை உருக்கிப் பிரித்தல், உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளை நிலக்கரி (அல்லது CO) கொண்டு ஒடுக்கம் செய்து செயல்படுத்தப்படுகிறது.

கார்பன் ஆக்ஸிஜனுடன் இரண்டு முக்கிய ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது. அவை கார்பன் டை ஆக்ஸைடு அல்லது கார்போனிக் அமில வாயு, CO_2, மற்றும் கார்பன் மோனாக்ஸைடு CO ஆகும். இவற்றோடு C_3O_2 மற்றும் $C_{12}O_9$ ஆகிய இயைபுகள் கொண்ட ஆக்ஸைடுகளும் உள.

மிக உயர் வெப்ப நிலைகளில் கார்பன், ஹைட்ரஜன், சல்ஃபர் சிலிக்கன், போரன் மற்றும் பல உலோகங்களுடன் கூடுகிறது.

கார்பனின் புறவேற்றுருவங்களில் மிகவும் வலுவுடையதாக இருப்பது படிக வடிவற்ற கார்பன்.

உலோகங்கள் மற்றும் நேர்மின் தன்மை கொண்ட தனிமங்களுடன் (கார்பனுடன் ஒப்பிடும்போது) கார்பன் கூடுவதால் உண்டாகும் பொருள்களைக் **கார்பைடுகள்** என்கிறோம். உலோகங்கள் அல்லது உலோக ஆக்ஸைடுகளை நிலக்கரியுடன் சேர்த்து நன்றாகச் சூடு செய்து இவை பெறப்படுகின்றன.

கார்பைடுகள் மிக உயர் உருகுநிலைகளைக் கொண்ட படிக வடித்தான திண்மங்கள். இவற்றின் இயைபு பல வகைப்படும்; மேலும் இவற்றின் இயைபு கூடும் தனிமங்களின் இணைதிறன்களோடு பெரிதும் ஒத்திருப்பதில்லை. சில கார்பைடுகள் எளிதில் நீராற் சிதைந்து ஹைட்ரோ கார்பன்களை உண்டாக்குகின்றன; மற்றவை நீர்த்த அமிலங்களாலும் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக இருப்பது கால்சியம் கார்பைடு CaC_2. சுட்ட சுண்ணாம்பும் நிலக்கரியும் கலந்த கலவையை வறுத்து இது பெறப்படுகிறது.



$$CaO + 3C = CaC_2 + CO$$

இவ்வினை பொதுவாக ஒரு மின் உலையில் நிகழ்த்தப்படுகிறது.

சமீபகாலத்தில் கால்சியம் கார்பைடை உற்பத்தி செய்வதற்கு ஒரு புதிய முறை கண்டறியப்பட்டது; இம்முறைக்கு அதிக செலவைத் தரும் மின்சாரம் தேவையில்லை. இம்முறையின்படி, ஊது உலைகளின் அமைப்பை ஒத்த எளிய செங்குத்தான உலைகளில் கார்பைடு பெறப்படுகிறது; இங்கு கார்பைடு உண்டாவதற்குத் தேவைப்படும் உயர் வெப்பநிலை (2,000°C வரை மற்றும் அதிகமாகவும்) ஆக்ஸிஜனை அதிகமாகக் கலந்த காற்றை உலையினூடே செலுத்தி பெறப்படுகிறது.

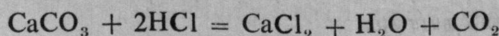
தூய கார்பைடு முழுமையாக நிறமற்று இருக்கும்; ஆனால் தொழில்துறையில் உண்டாக்கப்பட்ட விளைபொருள் ஆழ்ந்த சாம்பல் நிறமுடைய ஒளிபுகாத கட்டிகளாக உள்ளது. கால்சியம் கார்பைடுடன் நீரை வினைபுரியச் செய்து அசிட்டிலீன் தயாரிக்கப்படுகிறது (பிரிவு 161-ஐ காண்க) அசிட்டிலீன் பல தொழிற்சாலைகளில் பரவலாகப் பயன்படுகிறது; கால்சியம் சயனமைடு என்ற உயர்ந்த உரப்பொருளை உற்பத்தி செய்யும் நிலைக் களன்களில் கால்சியம் கார்பைடு மிகையான அளவில் பயன்படுகிறது.

நடைமுறையில் பயனுடைய மற்ற கார்பைடுகள் சிலிக்கன் மற்றும் டங்ஸ்டன் கார்பைடுகளாகும் (பிரிவுகள் 171 மற்றும் 236-ஐ காண்க).

150. கார்பன் டை ஆக்ஸைடும் CO_2 கார்போனிக் அமிலமும் H_2CO_3

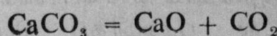
கரிமப் பொருள்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும் எல்லா வகை வினைகளின்போது (தாவர விலங்குகள் அழுகுதல், எரிமம் எரிதல், சுவாசித்தல்) இயற்கையில் தொடர்ச்சியாக கார்பன் டை ஆக்ஸைடு அல்லது கார்போனிக் அமில வாயு உண்டாக்கிக் கொண்டே இருக்கிறது. பூமியின் மேலோட்டில் எரிமலைப் பகுதிகளிலுள்ள பிளவுகளிலிருந்தும் கனிம ஊற்று நீர்களிலிருந்தும் பெருமளவில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு வெளிப்படுகிறது.

கார்பன் டை ஆக்ஸைடை பொதுவாக சோதனைச் சாலையில் தயாரிப்பதற்கு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சலவைக்கல்லுடன் ($CaCO_3$) வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது.



$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

சுண்ணாம்புக் கல்லை வறுத்து சுட்ட சுண்ணாம்பைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் தொழிற்சாலையில் பெருமளவில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு ஒரு துணை விளை பொருளாக உற்பத்தி செய்யப்படுகிறது.



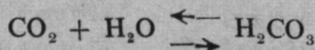
$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

சாதாரண நிபந்தனைகளில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு காற்றை விட $1\frac{1}{2}$ மடங்கு கனமான ஒரு நிறமற்ற வாயு; எனவே, இதனை ஒரு பாத்திரத்திலிருந்து வேறு ஒரு பாத்திரத்திற்கு திரவத்தை ஊற்றுவதுபோல ஊற்றலாம். திட்ட வெப்ப அழுத்தத்தில் (STP) ஒரு லிட்டர் கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் நிறை *1.98* கி. நீர், கார்பன் டை ஆக்ஸைடு வாயுவை கணிசமான அளவு கரையச் செய்கிறது. *20*°C-ல் ஒரு கன அளவு நீர் *0.88* கனஅளவு கார்பன் டை ஆக்ஸைடையும் மற்றும் *0*°C-ல் *1.7* கனஅளவு கார்பன் டை ஆக்ஸைடையும் கரைக்கிறது. கார்பன் டை ஆக்ஸைடு முக்கியமாக சால்வே முறையில் சோடாவைத் தயாரிப்பதற்கும், யூரியாவைத் தொகுப்பு முறையில் பெறுவதற்கும், கார்பனேட்டுகளை உற்பத்தி செய்வதற்கும், பீட்சர்க்கரை தொழிற்சாலையிலும், மென்னீர் மற்றும் கனிமநீர்கள் ஒயின்கள், பீர் மற்றும் பிற குடிபானங்களில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடை ஏற்றுவதற்கும் பயன்படுகிறது.

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் சுமார் *60* வளிமண்டல அழுத்தத்தில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடை ஒரு நீர்மமாக மாற்ற முடிகிறது. நீர்ம CO_2 எஃகு உருளைகளில் சேகரித்து வைக்கப்படுகிறது. கார்பன் டை ஆக்ஸைடை உருளையிலிருந்து மிக விரைவாக வெளியேற்றினால், அது ஆவியாதலின் காரணமாக CO_2 பனியைப் போன்ற வெண்மையான ஒரு திண்மப் பொருளாக மாறும் அளவிற்கு வெப்பம் உட்கொள்ளப்படுகிறது. திண்ம CO_2 *–78.5*°C-ல் உருகாமல் பதங்கமடைகிறது.

'**உலர்ந்த பனிக்கட்டி**' எனப்படும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு அழுகும் தன்மைவாய்ந்த பொருள்களைக் குளிர்விப்பதற்கும், ஐஸ் கிரீம் தயாரிப்பதற்கும், சேகரித்து வைப்பதற்கும், மற்றும் குறைந்த வெப்பநிலைகள் தேவைப்படும் பல்வேறு செயல்களுக்கும் பயன் படுகிறது.

கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் நீர்க்கரைசல் சிறிது புளிப்புச் சுவையுடையது; லிட்மஸ் தாளுடன் சிறிது அமிலப் பண்பைக் காட்டுகிறது. இதற்குக் காரணம் கீழ்க்கண்ட மீள் வினையின் காரணமாக கரைசலில் சிறிது அளவு கார்போனிக் அமிலம் காணப்படுவதேயாகும்.



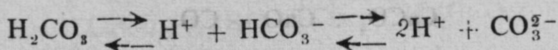
$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

இவ்வினையின் சமநிலை, கரைந்துள்ள கார்பன் டை ஆக்ஸைடில் *1* விழுக்காட்டிற்கு அதிகமாக கார்போனிக் அமிலமாக மாறாத படி பெரிதும் இடது பக்கமாகப் பெயர்வு அடைகிறது.

கார்போனிக் அமிலம் H_2CO_3: இது நீர்க் கரைசலில் மட்டும் நிலவுகிறது. கரைசலைச் சூடு செய்தால் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு வெளியேறுகிறது; சமநிலை இடதுபுறமாக பெயர்ச்சி அடைந்து முடிவில் நீர் மட்டும் எஞ்சியிருக்கும்.

கார்போனிக் அமிலத்தின் உப்புகளைப் பகுத்தாய்ந்து அதன் வாய்பாடு நிர்ணயிக்கப்பட்டுள்ளது.

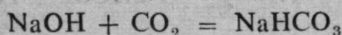
கார்போனிக் அமிலம் மிகவும் வலுவற்ற அமிலம். கரைசலில் இது முக்கியமாக H^+ அயனிகளாகவும் HCO_3^- அயனிகளாகவும் பிரிந்து CO_3^{2-} அயனிகள் மிகக் குறைந்த அளவுகளில் உண்டாகிறது.



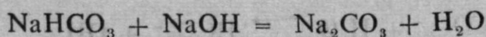
$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^- \rightleftharpoons 2H^+ + CO_3^{2-}$$

கார்போனிக் அமிலம் இரு காரத்துவமுடைய அமிலமாக இருப்பதால் நார்மல் மற்றும் அமில உப்புகள் என இரண்டு வகை உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. நார்மல் உப்புகள் **கார்பனேட்டுகள்** எனப்படும்; அமில உப்புகள் **ஹைட்ரோ கார்பனேட்டுகள்** அமில கார்பனேட்டுகள் அல்லது பைகார்பனேட்டுகள் எனப்படும்.

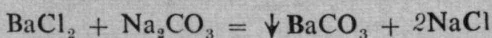
கார்போனிக் அமிலத்தின் உப்புகளைத் தயாரிக்க கார்பன் டை ஆக்ஸைடை காரங்களுடன் வினை புரியச் செய்யலாம்; அல்லது கரையும் கார்போனிக் அமில உப்புகளுக்கும் மற்ற அமிலங்களின் உப்புகளுக்கும் இடையே பரிமாற்ற வினைகளை உண்டாக்கியும் பெறலாம். எடுத்துக்காட்டு :



$$NaOH + CO_2 = NaHCO_3$$



$$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$$

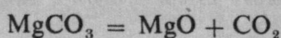


$$BaCl_2 + Na_2CO_3 = \downarrow BaCO_3 + 2NaCl$$

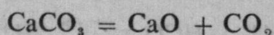
கார்போனிக் அமிலம் வீரியமற்ற காரங்களுடன் வினைபுரிந்து கார உப்புகளை மட்டும் தருகிறது. கார காப்பர் கார்பனேட் $Cu_2(OH)_2CO_3$ இதற்கு ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும். இவ்வியையைக் கொண்ட ஒரு கனிமம் இயற்கையில் காணப்படுகிறது. அதனை **மாலகைட்** என்கிறோம்.

அசிட்டிக் அமிலம் போன்ற வலுவற்ற அமிலங்களுடன் வினை புரியும் போதுகூட, கார்போனிக் அமிலத்தின் எல்லா உப்புகளும் சிதைந்து கார்பன் டை ஆக்ஸைடை வெளிப்படுத்துகின்றன.

இவ்வினை இதற்கே உரித்தான பண்புடையது. இது கார்பனேட்டு களைக் கண்டறியும் சோதனையாக கையாளப்படுகிறது; ஏனெனில் இவ்வினையில் வெளிப்படும் CO_2 - ஐ உண்டாகும் ஹிஸ் என்ற ஒலியின் மூலமாகவும் எரியும் தீக்குச்சி அணைவதன் மூலமாகவும் எளிதில் கண்டறியலாம். கார உலோகங்களின் கார்போனிக் அமில உப்புகளைத் தவிர மற்ற எல்லா உப்புகளும் ஏறத்தாழ நன்ருக சூடேற்றப்படும்போது சிதைந்து CO_2-ஐ வெளியேற்று கிறது. சிதைவினல் உண்டாகும் விளைபொருள்கள் பெரிதும் எடுத்துத்துக் கொண்ட உப்புகளில் உள்ள உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளாக உள்ளன.

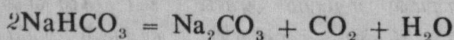


$$MgCO_3 = MgO + CO_2$$



$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

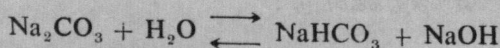
சூடு செய்யும்போது கார உலோகங்களின் ஹைட்ரோ கார்பனேட்டுகள் கார்பனேட்டுகளாக மாற்றப்படுகின்றன.



$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

பொட்டாசியம், சோடியம் மற்றும் அம்மோனியம் கார் பனேட்டுகளும் மற்றும் பெரும்பாலான ஹைட்ரோ கார்பனேட்டு களும் நீரில் கரைகின்றன; ஆனல் மற்ற உலோகங்களின் கார்ப னேட்டுகள் கரைவதில்லை.

நீராற்பகுப்பின் காரணமாக பொட்டாசியம் மற்றும் சோடியம் கார்பனேட்டுகளின் கரைசல்கள் தீவிரமாகக் காரத்தன்மையுடன் வினைபுரிகின்றன.



$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$$

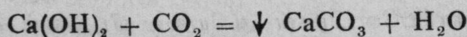


$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$$

இது. துணிகளை வெளுக்கும் தன்மையை விளக்குவதாக உள்ளது (காரங்கள் அழுக்கடைந்த துணிகளில் இருந்து கிரீஸை நீக்குவதற்கு உதவியாக உள்ளன).

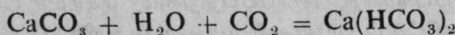
இயற்கையில், கார்போனிக் அமிலத்தின் உப்புகளுள் மிகை யாகக் காணப்படுபவைகளுள் கால்சியம் கார்பனேட்டும் $CaCO_3$ ஒன்ருகும். இது சுண்ணம்புக் கல், சாக், சலவைக் கல் ஆகிய பொருள்களாகக் காணப்படுகின்றது; இவை யாவுமே கால்சியம் கார்பனேட்டின் வெவ்வேறு வடிவங்களாகும். இவ்வுப்பு பெரும்பாலும் அனைத்து வகை நிலங்களிலும் காணப்படுகிறது.

கால்சியம் கார்பனேட் நீரில் கரைவதில்லை. இக்காரணத்தினல் தான் கார்பன் டை. ஆக்ஸைடைச் செலுத்தும்போது சுண்ணும்பு நீர் கூழ் போலக் காணப்படுகிறது.



$$Ca(OH)_2 + CO_2 = \downarrow CaCO_3 + H_2O$$

இருப்பினும், கார்பன் டை ஆக்ஸைடை சுண்ணும்பு நீரின் ஊடே நீண்ட நேரம் செலுத்தினல், நீர்மம் முதலில் கூழ் போல மாறி, பின்னர் மெதுவாக தெளிந்து, முடிவில் நன்கு ஒளிபுகும் தன்மையுடையதாகக் காட்சியளிக்கிறது. அமில உப்பான கால்சியம் ஹைட்ரோ கார்பனேட் உண்டாவதன் காரணமாக வீழ்படிவு கரைகிறது.



$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2$$

கால்சியம் ஹைட்ரோ கார்பனேட் நிலையற்றது. இதன் கரைசலைக் கொதிக்க வைத்தாலோ அல்லது நீண்ட நேரம் காற்றில் வைத்திருந்தாலோ ஹைட்ரோ கார்பனேட் சிதைந்து, கார்பன் டை ஆக்ஸைடை வெளிப்படுத்தி நார்மல் உப்பை உண்டாக்குகிறது.

ஹைட்ரோ கார்பனேட்டுகளின் நீரில் கரையும் திறன் இயற்கையில் கார்பனேட்டுகள் இடைவிடாமல் இடம் பெயர்வதை விளக்குவதாக உள்ளது. காற்றிலிருந்து கார்பன் டை ஆக்ஸைடை உறிஞ்சிய மழைநீர் நிலத்தினூடே கசிந்து ஒழுகும்போது, முக்கியமாக சுண்ணும்புக்கல் படுகையின் ஊடே கசியும்போது, அது கால்சியம் கார்பனேட்டைக் கரைத்து ஹைட்ரோ கார்பனேட்டுகளை ஓடைகள், நதிகள் மற்றும் கடல்களுக்கு எடுத்துச் செல்கிறது. இங்கு, இவற்றை கடல் விலங்கின உயிர்கள் செரிமானம் செய்து தங்களுடைய எலும்புகளை உருவாக்கப் பயன்படுத்திக் கொள்கின்றன; சில சமயங்களில் இவை கார்பன் டை ஆக்ஸைடை இழந்து மீண்டும் கால்சியம் கார்பனேட்டுகளாக மாறி அடுக்குகளாகப் படிந்து விடுகின்றன.

இயற்கையில் பெருமளவில் காணப்படும் மற்ருெரு கார்பனேட் மக்னீசியம் கார்பனேட்டாகும். இதன் கனிமம் **மாக்னஸைட்** எனப்படும். கால்சியம் கார்பனேட்டைப் போலவே மக்னீசியம் கார்பனேட்டும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடைக் கொண்டுள்ள நீரில் கரைந்து, கரையும் அமில உப்பாக மாறுகிறது.

சில கார்பனேட்டுகள் விலை மதிப்புடைய தாதுக்களாக உள்ளன; இவை உலோகங்களைப் பிரித்தெடுப்பதற்குப் பயன்

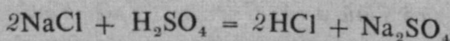
படுகின்றன, (அயர்ன் ஸ்பார் $FeCO_3$, ஸ்மித்சோனேட் $ZwCO_3$ ஆகியவை எடுத்துக்காட்டுகளாகும்).

சோடியம், பொட்டாசியம் கார்பனேட்டுகள் மற்றும் ஹைட்ரோ கார்பனேட்டுகள் ஆகியவை வீட்டிலும் தொழிற்சாலைகளிலும் பரவலாகப் பயன்படுமன்றன.

சோடியம் கார்பனேட் Na_2CO_3 அல்லது **சோடா:** அடிப்படை வேதியியத் தொழில் துறையில் உற்பத்தி செய்யப்படும் மிக முக்கிய விளைபொருள்களுள் சோடியம் கார்பனேட்டும் ஒன்றாகும். கண்ணாடி, சோப்பு, மரக்கூழ் மற்றும் காகிதம், நெசவு, பெட்ரோலியம் மற்றும் பிற தொழிற்சாலைகளிலும் பலவகைப்பட்ட சோடியம் உப்புகளைத் தயாரிப்பதற்கும் சோடா பயன்படுகிறது. சோடாவின் வீட்டுப் பயன்கள் யாவரும் அறிந்ததே.

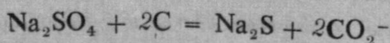
பதினெட்டாம் நூற்றாண்டின் இறுதிவரை தொழில் துறையில் பயன்பட்ட எல்லா சோடாவும் இயற்கையிலிருந்து பெறப்பட்டவையே. உப்புநிலங்கள் மற்றும் சோடா ஏரிகளில் வளர்ந்த கடற்பாசிகள் மற்றும் தாவரங்களின் சாம்பல்கள் தான் எகிப்து மற்றும் பல்வேறு இடங்களில் காணப்பட்ட சோடியம் கார்பனேட்டின் இயற்கைப் படிவுகளாகும். *1775* - ல் பிரான்ஸ் நாட்டில் காரங்களின் பற்றாக்குறை காரணமாக அந்நாட்டின் அறிவியல் அகாடமி, சாதாரண உப்பிலிருந்து சோடாவைத் தயாரிப்பதற்கான சிறந்ததொரு முறையைக் கண்டு பிடிப்பவருக்கு என்று ஒரு பரிசையும் அறிவித்தது. இருப்பினும், பிரான்ஸ் நாட்டின் இயற்பியல் வல்லுநர் நிகலஸ் லெபிளான்க் மலிவான முறையில் சோடாவைப் பெறுவதற்கு ஒரு முறையைக் கண்டுபிடிப்பதற்குள் *16* ஆண்டுகள் கழிந்து விட்டன. இப்போது அம்முறையை லெபிளான்க் அல்லது சல்ஃபேட் முறை என்கிறோம். இம்முறை *1791*-ல் தொழில்துறை அடிப்படையில் நடைமுறைக்குக் கொண்டு வரப்பட்டது.

சல்ஃபேட் அல்லது லெபிளான்க் முறை முக்கியமாக கீழ்க் கண்ட வினைகளைப் பெற்றுள்ளது. முதலில் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தினால் சாதாரண உப்பு சோடியம் சல்ஃபேட்டாக மாற்றப் படுகிறது.



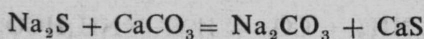
$$2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl + Na_2SO_4$$

சோடியம் சல்ஃபேட்டை சுண்ணாம்புக் கல் மற்றும் நிலக்கரியுடன் கலந்து கலவை சிவக்கச் சூடு செய்யப்படுகிறது. கரி, சோடியம் சல்ஃபேட்டை சோடியம் சல்ஃபைடாக ஒடுக்குகிறது.



$$Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2CO_2$$

சோடியம் சல்ஃபைடு, சுண்ணும்புக் கல்லுடன் வினைபுரிந்து கால்சியம் சல்ஃபைடையும் சோடாவையும் உண்டாக்குகிறது.



$$Na_2S + CaCO_3 = Na_2CO_3 + CaS$$

சோடா, கால்சியம் சல்ஃபைடு, எஞ்சிய நிலக்கரி மற்றும் சுண்ணும்பு ஆகியவற்றைக் கொண்ட கலவையை நீருடன் வினை படுத்தினல் சோடியம் கார்பனேட் கரைகிறது. கால்சியம் கார்பனேட்டின் சிதைவினல் சுண்ணும்பு உண்டாகும். அதிகப்படி சுண்ணும்பு கால்சியம் சல்ஃபைடு நீராற் பகுப்பு அடைவதையும் அது கரையும் அமில உப்பாக $Ca(HS)_2$ மாறுவதையும் தடுக்கிறது; இதனல் கலவையிலிருந்து சோடியம் கார்பனேட்டை முழுமையாகப் பிரித்தெடுக்க ஏதுவாகிறது. கார்பனேட் கரைசலிலிருந்து படிகங்கள் வெளியாகும்வரை அதனை ஆவியாக்கி சுருங்கச் செய்யப்படுகிறது. குறைந்த வெப்பநிலையில் மிகவும் அதிகமாக தூள் பூக்கும் $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ படிகங்கள் உண்டாகின்றன; சிறிது உயர் வெப்பநிலையில் மோனே ஹைட்ரேட் $Na_2CO_3 \cdot H_2O$ படிகங்கள் தோன்றுகின்றன.

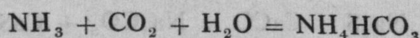
சல்ஃபேட் முறையில் சோடாவைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் போது கிடைக்கும் துணை விளைபொருள்கள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மற்றும் கால்சியம் சல்ஃபைடாகும். ஹைட்ரஜன் குளோரைடு முன்பெல்லாம் காற்றில் வெளியேற்றபபடும்; ஆனல் இப்போது ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை உண்டாக்கப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. கால்சியம் சல்ஃபைடு வாணிப முறையில் முக்கியத்துவம் பெற்றிருக்கவில்லை.

1860 முதலான பத்து ஆண்டுகளில் பெல்ஜியன் வேதியியல் வல்லுநர் சால்வே சாதாரண உப்பிலிருந்து சோடாவைத் தயாரிப்பதற்கு ஒரு புதிய முறையைக் கண்டறிந்தார். இம்முறை **சால்வே** அல்லது **அம்மோனியா முறை** எனப்படும்.

இம்முறை, நீர்க் கரைசலில் சாதாரண உப்பும் அம்மோனியம் ஹைட்ரோ கார்பனேட்டும் வினைபுரிந்து சோடியம் ஹைட்ரோ கார்பனேட் உண்டாவதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது.

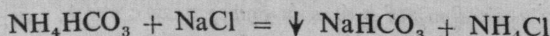
தொழிற்சாலையில் இவ்வினை கீழ்க்கண்டபடி நடைபெறச் செய்யப்படுகிறது. சாதாரண உப்பின் அடர்க் கரைசலைக் குளிர்வித்து அம்மோனியாவினல் பூரிதம் அடையச் செய்யப்படுகிறது; பின் சுண்ணும்புக் கல்லை வறுத்துக் கிடைக்கும் கார்பன்டை ஆக்ஸைடு அழுத்தத்துடன் கரைசலின் ஊடே செலுத்தப்படுகிறது. அம்மோனியா, CO_2 மற்றும் நீர் ஆகியவற்றிற்கிடையே

நிகழும் வினையால் அம்மோனியம் ஹைட்ரோ கார்பனேட் உண்டாகிறது.



$$NH_3 + CO_2 + H_2O = NH_4HCO_3$$

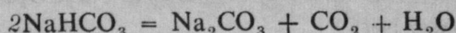
இது சோடியம் குளோரைடுடன் பரிமாற்ற வினையில் ஈடு படுவதால் அம்மோனியம் குளோரைடும் சோடியம் ஹைட்ரோ கார்பனேட்டும் உண்டாகின்றன.



$$NH_4HCO_3 + NaCl = \downarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

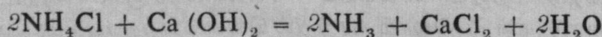
சோடியம் ஹைட்ரோ கார்பனேட் குளிர்ந்த நீரில் மிகக் குறைவாகவே கரைவதால் வீழ்படிவாக வெளிப்படுகிறது. இதனை வடித்துப் பிரித்து விடலாம்.

நன்ருக சூடு செய்தால், சோடியம் ஹைட்ரோ கார்பனேட் நீர், CO_2 மற்றும் கார்பனேட்டாகச் சிதைகிறது; CO_2 மீண்டும் பயன்படுகிறது.



$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

அம்மோனியம் குளோரைடைக் கொண்ட கரைசலை சுண்ணும்பு நீருடன் சேர்த்து சூடு செய்து மீண்டும் அம்மோனியா பெறப் படுகிறது.



$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O$$

எனவே, சோடாவை உற்பத்தி செய்யும் அம்மோனியா முறையில் தொழில்துறை அடிப்படையில் வீணுன பொருளாக இருப்பது கால்சியம் குளோரைடு ஒன்றுதான்; அம்மோனி யாவை வெளியேற்றிய பிறகு இதுகரைசலில் உள்ளது. கால்சியம் குளோரைடு குறைந்த அளவு முக்கியத்துவமுடைய விளைபொரு ளாகத்தான் இருக்கிறது.

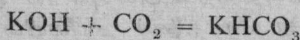
அம்மோனியா முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட சோடாவில் படிக நீர் கிடையாது. இதனை **சோடா சாம்பல்** என்கிருேம்.

மேற்கண்ட முறையில் கிடைக்கும் சோடியம் ஹைட்ரோ கார்பனேட்டின் ஒரு பகுதியை மேலும் வினைபடுத்தாமல் அப்படியே மருத்துவத்தில் மற்றும் ஈஸ்ட்டிற்கு பதிலான ஒரு பொருளாகவும் (சமையல் சோடா என்ற பெயரில்) பயன்படுத்து கிருர்கள்.

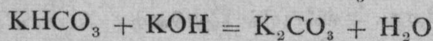
தற்போது லெபிளான்க் சல்ஃபேட் முறையை அம்மோனியா முறை முழுமையாக நீக்கி விட்டது. அம்மோனியா முறையில் குறைந்த எரிமம் செலவாவதே அதன் முக்கிய நன்மையாகும்.

சோவியத் நாட்டில் சோடா சாம்பலின் உற்பத்தி தொடர்ச்சியாக உயர்ந்து கொண்டே இருக்கிறது. 1957-ல் உற்பத்தி செய்யப்பட்டது 1.6 மில். டன்கள் அல்லது 1940-ல் உற்பத்தி செய்யப்பட்டது போன்று மூன்று மடங்காகும். 1963-ல் உற்பத்தி செய்யப்பட்டது 2·5 மில். டன்களாகும்.

பொட்டாசியம் கார்பனேட் அல்லது பொட்டாஷ், K_2CO_3 இது ஒரு தூள்போன்ற வெண்மை நிறப் பொருள். ஈரமான காற்றில் நீர்க்கும் தன்மையது; நீரில் நன்ருகக் கரைகிறது. இது சோப்பு, வெப்பத்தைத் தாங்கவல்ல கண்ணுடி ஆகியவற்றைத் தயாரிப்பதற்கும் ஒளிப்படத் துறையிலும் பயனுகிறது. முன்பெல்லாம், நிலக்களன் சாம்பல்களை நீருடன் வினைபடுத்தி கிடைக்கும் கரைசலை ஆவியாக்கி பொட்டாசியம் கார்பனேட் பெறப்பட்டது. தற்போது, பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலை மின்னுற் பகுக்கும்போது கிடைக்கும் KOH கரைசலுடன் கார்பன் டை ஆக்ஸைடை வினைபுரியச் செய்து பொட்டாஷ் தயாரிக்கப்படுகிறது.

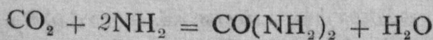


$$KOH + CO_2 = KHCO_3$$



$$KHCO_3 + KOH = K_2CO_3 + H_2O$$

யூரியா அல்லது கார்பமைடு, $CO(NH_2)_2$ நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியம் வாய்ந்த சேர்மமாக உள்ளது, அழுத்த நிலையில் அம்மோனியாவை கார்பன் டை ஆக்ஸைடுடன் வினைபுரியச் செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது.



$$CO_2 + 2NH_2 = CO(NH_2)_2 + H_2O$$

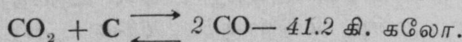
யூரியா ஒரு வெண்மை நிற படிகப் பொருள். இதன் உருகுநிலை 132.7°C; நீரில் நன்ருகக் கரைகிறது. வேளாண்மையில் இது அதிக அடர்வுடைய நைட்ரஜன் உரப்பொருளாகவும் கால்நடை விலங்குகளுக்கான உணவில் சேர்ப்பதற்காகவும் பயன்படுகிறது. மலிவான கார்பமைடு பிளாஸ்டிக்குகள் செய்வதற்கு யூரியா அடிப்படைப் பொருளாக உள்ளது.

151. கார்பன் மோனுக்ஸைடு CO.

கார்பன் மோனுக்ஸைடு ஒரு நிறமற்ற நச்சுத் தன்மையுடைய வாயு. இது -192°Cல் நீர்மமாகிறது; 205°-Cல் திண்மமாகிறது. நீரில் மிகக் குறைந்த அளவே கரைகிறது. நீருடன் வேதியிய வினைபுரிவதில்லை.

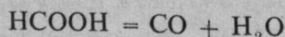
உயர் வெப்பநிலைகளில் நிலக்கரி அல்லது கார்பானி பெரஸ் சேர்மங்களைக் குறையளவு ஆக்ஸிஜனில் எரித்தால் கார்பன் மோனுக்ஸைடு உண்டாகிறது (குறைந்த வெப்பநிலைகளில்

எப்போதும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடுதான் கிடைக்கிறது). கார்பன் டை ஆக்ஸைடு செஞ்சூடான கரியுடன் வினைபுரியும் போதும் கார்பன் மோனக்ஸைடு உண்டாகிறது.

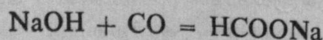


இது மீளும் வினை. வினை இடதுபக்கமிருந்து வலது பக்க மாக வெப்பத்தை உட்கொண்டு நிகழ்கிறது. வெப்ப நிலை 400 அல்லது 450°C-க்கு அதிகமாக இல்லாது இருக்கும் வரை வினையின் சமநிலை பெருமளவு இடதுபக்கம் பெயர்ச்சி அடை கிறது; ஆனல் வெப்பநிலை இதற்கு மேலாக உயரும்போது சமநிலை வலது பக்கமாகப் பெயர்ச்சி அடையத் துவங்குகிறது. 800°C அளவில் CO_2, கார்பன்மோனக்ஸைடாக மாறும் வீதம் 90% அள விற்கு உயர்கிறது. இவ்வாறு, கார்பன் டை ஆக்ஸைடை செஞ்சூ டான நிலக்கரி அடுக்கியின் மீது செலுத்தி பெரும்பாலும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடை முழுவதையும், கார்பன் மோனக்ஸைடாக மாற்ற முடிகிறது.

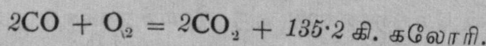
ஃபார்மிக் அமிலத்தை சிறிய அளவுகளில் சூடான சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து சோதனைச் சாலையில் பொதுவாக CO தயாரிக்கப்படுகிறது. சல்ஃபூரிக் அமிலம் ஃபார்மிக் அமிலத்தி லிருந்து நீரின் தனிமங்களை பிரித்தெடுத்து கார்பன் மோனக் ஸைடை வெளிப்படுத்துகிறது.



இவ்வினை, கார்பன் மோனக்ஸைடை ஃபார்மிக் அமிலத்தின் நீரிலி எனக் கூறலாம் என்பதைக் காட்டுகிறது. கார்பன் மோனக்ஸைடையும் நீரையும் நேரிடையாக வினைபுரியச் செய்து ஃபார்மிக் அமிலத்தைப் பெற முடியவில்லை என்றாலும், காரங்களை கார்பன் மோனக்ஸைடுடன் 150-200°C-ல் வினைபுரியச் செய்து அதன் உப்புகளைப் பெறலாம்.

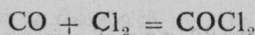


கார்பன் மோனக்ஸைடு காற்றில் நீல நிறச் சுடருடன் எரிந்து, கார்பன் டை ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.



இவ்வினையின்போது பெருமளவில் வெப்பம் வெளிவிடப் படுகிறது. கார்பன் மோனக்ஸைடு பிற வாயுக்களுடன் கலந்து ஒரு வாயு எரிமமாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. குறிப்பாக, சுட்ட கரி-அடுப்பு வாயு 4 சத அளவு கார்பன் மோனக்ஸைடைப் பெற்றுள்ளது.

சூரிய ஒளி அல்லது கிளர்வுற்ற கரியின் முன்னிலையில் (வினை வேக மாற்றி) CO நேரிடையாக குளோரினுடன் இணைந்து மிகவும் நச்சுத் தன்மை வாய்ந்த **ஃபாஸ்ஜின்** என்ற வாயுவை உண்டாக்கு கிறது.



$$CO + Cl_2 = COCl_2$$

ஃபாஸ்ஜின் பல்வேறு கரிம தொகுப்பு வினைகளில் பயனு கிறது.

உயர் வெப்ப நிலைகளில் கார்பன் மோனாக்ஸைடு ஒரு வலுவான ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகிறது. உலோகவியலில் உலோக ஆக்ஸைடுகளை ஒடுக்கி உலோகங்களைப் பெறுவதில் மிகவும் முக்கிய பங்கைப் பெற்றுள்ளது.

கார்பன் மோனாக்ஸைடு மிகவும் நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது; முக்கியமாக இதற்கு மணம் இல்லாமல் இருப்பது ஆபத்தான தாக உள்ளது. இக்காரணத்தினால் நம்மால் அறியப்படா மலேயே CO நச்சுத் தன்மைக்கு நாம் உள்ளாகலாம். உலையில் செஞ்சூடான நிலக்கரிகள் இருக்கும்போதே அதன் தடைக் கருவிகளை மூடிவிடும்போது. CO நஞ்சு உண்டாவதற்கு வாய்ப்பு ஏற்படுகிறது; இதன் காரணமாக CO உண்டாகி பின் அது சூடான அறைகளுக்குச் செல்கிறது.

நிலக்கரி வாயு அல்லது கரி புகை நச்சு எனப்படும் கார்பன் மோனாக்ஸைடின் நச்சுத் தன்மைக்குக் காரணம் CO எளிதில் இரத்தத்தின் சிகப்பு உயிரணுக்களின் ஹீமோகுளோபினுடன் கூடி அவற்றை நுரையீரல்களிலிருந்து மற்ற உறுப்புகளுக்கு ஆக் ஸிஜனை எடுத்துச் செல்லாதவாறு செய்து விடுவதுதான். புதிய காற்றை உட்சுவாசம் செய்தால் இச் சேர்மம் (கார்பாக்ஸி ஹீமோ குளோபின்) படிப்படியாக சிதைந்து, மீண்டும் ஹீமோகுளோபின் ஆக்ஸிஜனை உட்கவரக்கூடியச் சக்தியைப் பெறுகிறது.

152. சல்ஃபர் மற்றும் நைட்ரஜனைக் கொண்ட கார்பன் சேர்மங்கள்

சல்ஃபர் மற்றும் நைட்ரஜனைப் பெற்றுள்ள கார்பன் சேர்மங் களில் மிகவும் முக்கியமானவை கார்பன் டை சல்ஃபைடு CS_2 மற்றும் ஹைட்ரோசயனிக் அமிலமாகும் HCN.

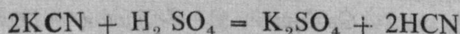
கார்பன் டைசல்ஃபைடு CS_2 : சிவக்க சூடு செய்த நிலக் கரியின் ஊடே சல்ஃபர் ஆவியைச் செலுத்தி கார்பன் டை சல் ஃபைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. இது உயர் ஒளி விலகல் எண்ணைக்

கொண்ட ஆவியாகும் தன்மையைக் கொண்ட ஒரு நிறமற்ற நீர்மம். இதன் கொதி நிலை 40°C. தூயநிலையில் ஈத்தரின் மணத்தை பெற்றுள்ளது. சிறிது நேரத்திற்குப் பிறகு CS_2 அருவருப்பான மணத்துடன் மஞ்சள் நிறமாக மாறுகிறது.

கார்பன் டைசல்ஃபைடு நச்சுத் தன்மை வாய்ந்ததும் மிகவும் எரியும் தன்மையுடையதாகவும் உள்ளது. இது எளிதில் சல்ஃபர் பாஸ்பரஸ், அயோடின், பல்வேறு கொழுப்புகள் மற்றும் ரெசின் பொருள்கள் ஆகியவற்றைக் கரைக்கிறது. CS_2 பல்வேறு வகைப் பூச்சிகளை அழிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது; ஆனால் பெரும் பகுதி செயற்கைப் பட்டு வகைகளுள் ஒன்றைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படும் ரேயான் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரோசயனிக் அமிலம் HCN: மின் வில்லின் வெப்ப நிலையில் கார்பன் நேரிடையாக நைட்ரஜனுடன் கூடி **சயனோஜன்** என்ற நச்சுத் தன்மையுடைய ஒரு நிறமற்ற வாயு உண்டாகிறது. இதன் மூலக்கூறு எடை C_2N_2 என்ற வாய்பாட்டுடன் ஒத்துள்ளது. வேதியியப் பண்புகளில் சயனோஜன் ஹாலஜன்களை ஒத்துள்ளது. ஹாலஜன்களைப் போலவே அமிலப் பண்புகளையுடைய ஒரு ஹைட்ரஜன் சேர்மத்தை (HCN) உண்டாக்குகிறது. இது ஹைட்ரோசயனிக் அமிலம் எனப்படும்.

ஹைட்ரோசயனிக் அமிலம் ஒரு நிறமற்ற ஆவியாகும் தன்மையுடைய நீர்மம். கொதிநிலை 26.5°C. பாதாம் பருப்பின் மணமுடையது. இதனைப் பொதுவாகச் சோதனை சாலையில் தயாரிப்பதற்கு சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை அதன் உப்புகளுடன், எடுத்துக் காட்டாக, KCN-உடன் வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது.



$$2KCN + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2HCN$$

ஹைட்ரோசயனிக் அமிலம் நீர்க் கரைசலில் மிக மிகக் குறைந்த அளவில் அயனிகளாகப் பிரிகிறது ($K = 4{\cdot}7 \times 10^{-10}$).

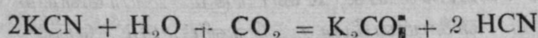
மிகத் தீவிர நச்சுத்தன்மை வாய்ந்தவற்றுள் ஹைட்ரோசயனிக் அமிலமும் ஒன்றாகும்; மிகக் குறைந்த அளவுகளில்கூட (0.05 கி. ஐவிட குறைந்தது) இறக்கச் செய்யும் தன்மையது.

தனி ஹைட்ரோசயனிக் அமிலம், ஒட்டுயிர் பூச்சிகள், கொறிக்கும் உயிரினங்கள், பழத்தோட்டங்களில் உள்ள பூச்சிகள் ஆகியவற்றை அழிப்பதற்கான சிறந்த பொருள்களில் ஒன்றாகப் பயன்படுகிறது. தொழில்துறையில் கரிமத் தொகுப்பு சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கும் இது பயன்படுகிறது. இது அதிக

மயக்கத்தைத் தரக்கூடியதாக இருப்பதால் இதனை மிகவும் கவன மாகக் கையாளவேண்டும்.

ஹைட்ரோசயனிக் அமிலத்தின் உப்புகள் **சயனைடுகள்** எனப் படும். சோடியம், பொட்டாசியம் போன்ற கார உலோகங்களின் சயனைடுகள் நடைமுறையில் முக்கியமானவைகளாக உள்ளன. பொட்டாஷ் அல்லது சோடாவை சுட்டகரியுடன் கலந்து நைட் ரஜன் முன்னிலையில் சூடு செய்து இவைப் பெறப்படுகின்றன. மிகவும் பெருவாரியாகப் பயன்படுவது பொட்டாசியம் சயனைடா கும்.

பொட்டாசியம் சயனைடு KCN: இது ஒரு நிறமற்ற எளிதில் நீரில் கரையும் படிக வடித்தான பொருள். இது ஹைட்ரோ சயனிக் அமிலத்தைப் போலவே நச்சுத் தன்மையுடையது. கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் செயலினால் இது எளிதில் காற்றில் சிதைந்து ஹைட்ரோசயனிக் அமிலத்தை வெளிப்படுத்துகிறது.



$$2KCN + H_2O + CO_2 = K_2CO_3 + 2\,HCN$$

வலுவற்ற அமிலத்தின் உப்பான KCN நீரில் பெரிதும் நீராற் பகுப்பு அடைகிறது.



$$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$$

எனவே, இதன் கரைசல் காரத்தன்மையுடன் ஹைட்ரோ சயனிக் அமில மணத்தையும் பெற்றுள்ளது. சோடியம் சயனைடும் இதுபோன்ற பண்புகளையே பெற்றுள்ளது.

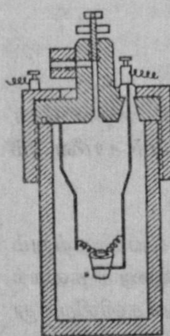
வளி மண்டல ஆக்ஸிஜன் முன்னிலையில், சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் சயனைடுகள் கோல்டு மற்றும் சில்வரைக் கரைக் கின்றன. இவ்வுலோகங்களை அவற்றின் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுப்பதற்கு இப் பண்பே அடிப்படையாக அமைந்துள்ளது. மேலும், இவை கரிம தொகுப்பு வினைகளிலும், கோல்டு மற்றும் சில்வர் முலாம் பூசுவதற்கும், ஒளிப்படத் துறையிலும் பயன் படுகின்றன.

153. வெப்ப வேதியியல்

வேதியியல் மாற்றங்களின்போது ஆற்றல், வெப்பம், ஒளி, மின்சாரம் போன்ற பல்வேறு வடிவங்களில் வெளிப்படுதலோ அல்லது உட்கவரப்படுதலோ நிகழ்கிறது. வேதியிய வினைகளை

அடுத்து நிகழும் வெப்ப மாற்றங்களை அளவறி முறையில் ஆய்ந்தறிவது **வெப்ப வேதியியல** எனப்படும் ஒரு சிறப்பான வேதியியல் பகுதியை உருவாக்குகிறது.

கலோரி மானிகள் எனப்படும் சிறப்பான கருவிகளைக் கொண்டு வேதியிய வினைகளின்போது நிகழும் வெப்ப விளைவுகள் அளக்கப்படுகின்றன. சிறந்த முறையில் வெப்பம் கடத்தா தன்மையுடைய, துல்லியமாக எடை போடப்பட்ட ஓரளவு நீரைக் கொண்ட ஒரு கலன் எளிதான ஒரு கலோரி மானியாகப் பயன் படுகிறது. கலோரி மானியினுள் வைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு வினை அறையில் வினை நிகழும்படிச் செய்யப்படுகிறது. வினையின்போது வெளிப்படும் வெப்பம் நீருக்குக் கடத்தப்படுகிறது துல்லியமாக அளக்கும் ஒரு வெப்பமானியைக் கொண்டு நீரின் வெப்பநிலை வினைக்கு முன்னும் வினைக்குப் பின்னும் குறித்துக் கொள்ளப் படுகிறது. நீர் மற்றும் கலோரி மானியின் வெப்பக் கனல் ஏற்புத் திறனையும் வெப்பநிலையில் உண்டாகும் உயர்வையும் பெருக்கக் கிடைப்பது வினையின்போது வெளிப்படும் வெப்ப அளவைக் குறிப்பதாக உள்ளது.



படம் 98: கலோரி மெட்ரிக் பாம்

நடைமுறையில் சிறப்பாக முக்கியத்துவம் பெற்றிருப்பது, பல்வேறு பொருள்கள் எரியும் போது வெளிப்படும் வெப்பத்தை நிர்ணயிப்பதாகும். இந் நிர்ணயிப்புகள் ஒரு கலோரிமெட்ரிக் பாமின் (படம் 98) உதவி கொண்டு நிகழ்த்தப்படுகிறது; இது வலுவான எஃகினால் செய்யப்பட்ட ஒரு மூடிய கலன். இது இருபது வளி மண்டல அழுத்தத்தையும் தாங்கவல்லது.

பாம் ஒரு கலோரி மானியில் வைக்கப்படுகிறது. எரியச் செய்ய வேண்டிய பொருளை, அழுத்த நிலையில் ஆக்ஸிஜன் கொண்டு நிரப்பப் பட்டுள்ள பாமில் வைத்து, ஒரு மின் தீப்பற்ற வைக்கும் சாதனத்தைக் கொண்டு வினை தொடங்கி வைக்கப்படுறது. வெளிவிடப்பட்ட வெப்பத்தின் அளவைக் கலோரி மானியில் உள்ள நீரின் வெப்பநிலையில் உண்டாகும் உயர்வு நிர்ணயிக்கிறது.

எல்லா வெப்ப வேதியியல் கணக்கீடுகளையும் குறிப்பதாக உள்ள முக்கிய தத்துவத்தை 1840-ல் உருஷிய அகாடமியைச்

சேர்ந்த G. ஹெஸ் என்பவர் ஸ்விட்சர்லாந்து நாட்டினர். ஹெஸ்ஸின் விதி எனப்படும் இத்தத்துவத்தை கீழ்க் கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்.

ஒருவினையின் வெப்ப விளைவு வினைபுரியும் பொருள்களின் தொடக்கம் மற்றும் முடிவு நிலை நிபந்தனைகளைப் பொருத்துள்ளது; வினையின் இடைநிலைப் படிகளைப் பொருத்து இருப்பதில்லை.

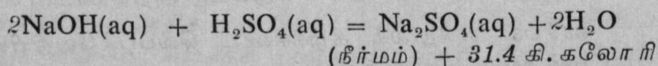
இதனை ஒரு எடுத்துக்காட்டுடன் விளக்கலாம். சல்ஃபூரிக் அமிலம், சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு மற்றும் நீரிலிருந்து நீர்த்த சோடியம் சல்ஃபேட் கரைசலை பல முறைகளில் தயாரிக்கலாம்.

(*1*) இரண்டு கிராம் - மூலக்கூறுகள் NaOH - ஐ கொண்ட நீர்த்த கரைசலை ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைக் கொண்ட கரைசலுடன் கலந்து பெறலாம்.

(*2*) ஒரு கிராம் - மூலக்கூறைக் கொண்ட NaOH கரைசலை ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு H_2SO_4 அமிலக் கரைசலுடன் சேர்த்து முதலில் $NaHSO_4$ அமில உப்பை உண்டாக்கிப் பின் அத்துடன் மேலும் ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைச் சேர்த்தும் பெறலாம்.

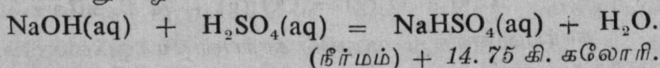
இவ்விரு முறைகளுக்குமான வெப்ப விளைவு பின்வருமாறு[1]:

முதல் வழி:

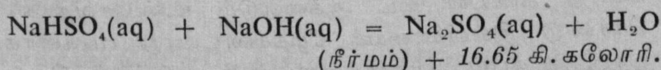


$$2NaOH(aq) + H_2SO_4(aq) = Na_2SO_4(aq) + 2H_2O \text{ (நீர்மம்)} + 31.4 \text{ கி. கலோரி}$$

இரண்டாவது வழி:



$$NaOH(aq) + H_2SO_4(aq) = NaHSO_4(aq) + H_2O. \text{ (நீர்மம்)} + 14.75 \text{ கி. கலோரி.}$$



$$NaHSO_4(aq) + NaOH(aq) = Na_2SO_4(aq) + H_2O \text{ (நீர்மம்)} + 16.65 \text{ கி. கலோரி.}$$

மொத்தம் *31·4* கி. கலோரி.

எனவே, ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு சோடியம் சல்ஃபேட் உண்டாகும்போது, இரண்டு வழி முறைகளிலும் வெளிப்படும் வெப்பத்தின் மொத்த அளவு, இரண்டாவது வழிமுறையில் வினை இரண்டு படிகளில் நிகழ்ந்தபோதும், சமமாகவே உள்ளது.

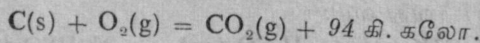
சில காரணங்களுக்காக வினைகளின்போது உண்டாகும் வெப்ப விளைவை நேரிடையாக அளக்க முடியாதபோது அதனை அளக்க ஹெஸ்ஸின் விதி, வழி வகுக்கிறது. இது போன்ற

[1]aq. என்ற குறியீடு அந்த பொருள் நீர்க் கரைசலில் உள்ளது என்பதைக் காட்டுகிறது.

கணக்கீடுகளில் சிக்கலான வினையை, பல தனித்தனி படிகளாகப் பிரித்து கணக்கீடு செய்வது வழக்கமாகும். வெப்ப விளைவைக் கணக்கிடுவது, வினையின்போது வெளிப்படும் (அல்லது உட்கொள்ளப்படும்) வெப்பத்தின் மொத்த அளவு படிப்படியாக நிகழும் வினைகளின் போது வெளிப்படும் (அல்லது உட்கொள்ளப்படும்) வெப்பங்களின் கூட்டுத் தொகைக்குச் சமமாகும் என்பதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது. இதுபோன்ற கணக்கீடுகளைச் செய்யும்போது, ஒரு சிக்கலான பொருளின் உருவாக்கல் வெப்பம் அதன் சிதைவு வெப்பத்துடன் சமமாக, ஆனால் எதிர் குறியுடன் இருக்கும் என்பதை மனதில் வைத்துக்கொள்ளவேண்டும்.

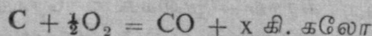
ஹெஸ்ஸின் விதியினுடைய பயன்பாட்டை விளக்குவதற்குச் சிறந்த எடுத்துக்காட்டாக இருப்பது நிலக்கரி மற்றும் ஆக்ஸிஜன் ஆகிய எளிய பொருள்களிலிருந்து கார்பன் மோனாக்ஸைடு உண்டாதலின் உருவாக்கல் வெப்பத்தைக் கணக்கிடுவதாகும். நிலக்கரி எரியும்போது CO உண்டாகாமல் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு உண்டாவதால், இவ்வினைக்குரிய வெப்ப விளைவை சோதனை மூலம் நேரடியாக நிர்ணயிக்க முடியாது. ஆனால் கார்பன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனிலிருந்து CO_2 உண்டாதலின் உருவாக்கல் வெப்பமும் (*94 கி. கலோ.*) கார்பன் மோனாக்ஸைடின் எரிதல் வெப்பமும் தெரியுமாயின் கார்பன் மோனாக்ஸைடின் உருவாக்கல் வெப்பத்தைக் கணக்கிட்டு அறியலாம்.

கார்பன் எரிதலைக் கீழ்க்கண்ட வெப்ப வேதியியல் சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம் :

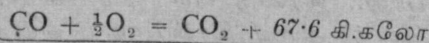


$$C(s) + O_2(g) = CO_2(g) + 94 \text{ கி. கலோ.}$$

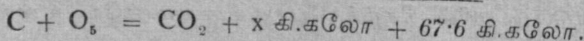
கார்பன் எரிந்து முதலில் கார்பன் மோனாக்ஸைடும், பின் CO எரிந்து கார்பன் டை ஆக்ஸைடும் உண்டாவதாக வைத்துக் கொண்டு இவ்வினையைக் கீழ்க்கண்டவாறு படிகளாகப் பிரிக்கலாம். கார்பன் மோனாக்ஸைடின் உருவாக்கல் வெப்பத்தை x என வைத்துக் கொண்டு வினையின் தனித்தனி படிகளை எழுதி பின் கூட்டலாம்:



$$C + \tfrac{1}{2}O_2 = CO + x \text{ கி. கலோ}$$



$$CO + \tfrac{1}{2}O_2 = CO_2 + 67{\cdot}6 \text{ கி.கலோ}$$



$$C + O_5 = CO_2 + x \text{ கி.கலோ} + 67{\cdot}6 \text{ கி.கலோ.}$$

இங்கு கிடைக்கும் இச்சமன்பாட்டை மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ளதோடு ஒப்பிட்டு நோக்குகையில்,

$$x + 67.6 \text{ கி.கலோ.} = 94 \text{ கி.கலோ.}$$

என அறிகிறோம்.

எனவே,

$$x = 26.4 \text{ கி. கலோ.}$$

ஆகவே கார்பன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனிலிருந்து உண்டாகும் கார்பன் மோனுக்ஸைடின் உருவாக்கல் வெப்பம் 26.4 கி. கலோரிகளுக்குச் சமமாக உள்ளது.

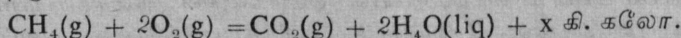
இம்முடிவு மிகவும் முக்கியமானதாக உள்ளது. கார்பன் அணுவுடன் இரண்டாவது ஆக்ஸிஜன் அணுகூடும்போது வெளிப்படும் வெப்பம் முதல் ஆக்ஸிஜன் அணு கூடும்போது வெளிப்பட்ட வெப்பத்தைக் காட்டிலும் மிகவும் அதிகமாக உள்ளது என்பதை இது காட்டுகிறது. இதற்குக் காரணம் பெரும்பாலும், கார்பன் ஏற்றம் அடையும்போது முதலில் பிளக்கப்பட வேண்டிய பிணைப்பாக இருப்பது கார்பன் அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள பிணைப்பாக இருக்கலாம். கார்பன் அணுவுடன் முதல் ஆக்ஸிஜன் கூடும்போது வெளிப்பட்ட வெப்பத்தின் பெரும்பகுதி மேற்குறிப்பிட்ட பிணைப்பு முறிவுக்காகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது; எனவே, இதற்குப் பயன்பட்டது போக எஞ்சிய வெப்பம்தான் வெளிப்படும் வெப்பமாக வெளிவிடப்படுகிறது.

நிலக்கரி எரிந்து கார்பன் மோனுக்ஸைடு உண்டாகும்போது அதன் முழுமையான எரிதலினுல் உண்டாகும் வெப்பத்தின் கால் பங்கிற்குச் சிறிது அதிகமான வெப்பம் மட்டும்தான் வெளிவிடப்படுகிறது; எனவே, நிலக்கரி முழுமையாக எரிதலின் முக்கியத்துவம் அறியப்படுகிறது. காற்றில் வெளித்தள்ளப்படும் வாயுக்களில் மிகையான அளவு CO இருத்தல் எரிந்த நிலக்கரியில் அடங்கியிருந்த ஆற்றலின் பெரும்பகுதி இழக்கப்பட்டு விட்டது என்பதைக் காட்டுகிறது.

மாணவர்கள் வெப்ப வேதியியல் கணக்கீடுகளைத் தெளிவாகக் கற்று அறியும் பொருட்டு கீழே தரப்பட்டுள்ள புள்ளிவிவரங்களைக் கொண்டு மீத்தேன் CH_4 எரியும் வினையின் வெப்ப விளைவைக் கணக்கிடலாம். உருவாக்கல் வெப்பம் பின்வருமாறு:

மீத்தேன் = 17.9 கி. கலோ; நீர் = 68.3 கி. கலோ; CO_2 = 94 கி. கலோ

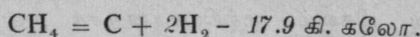
வெப்ப விளைவை x என வைத்துக் கொண்டு' மீத்தேன் எரிதலுக்கான வினையை எழுதுவோம்.



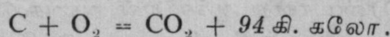
$$CH_4(g) + 2O_2(g) = CO_2(g) + 2H_4O(liq) + x \text{ கி. கலோ.}$$

இவ்வினையைப் பல படிகளாகப் பிரிக்கலாம். மீத்தேன். சிதைந்து முதலில் கார்பனும் ஹைட்ரஜனும் உண்டாவதாகவும்

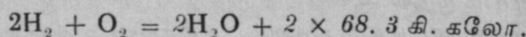
பின் கார்பனும் ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி முறையே கார்பன் டை ஆக்ஸைடும் நீரும் உண்டாவதாகவும் கொள்வோம். மீத்தேனின் உருவாக்கல் வெப்பம் 17.9 கி. கலோரிகளாக இருப்ப தால், அதே அளவு வெப்பம் அது சிதையும்போது உட்கொள்ளப் படவேண்டும். வினையின் தனித் தனி படிகளுக்கான சமன்பாடு களை எழுதி கூட்டக் கிடைப்பது:



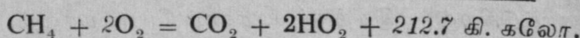
$$CH_4 = C + 2H_2 - 17.9 \text{ கி. கலோ.}$$



$$C + O_2 = CO_2 + 94 \text{ கி. கலோ.}$$



$$2H_2 + O_2 = 2H_2O + 2 \times 68.3 \text{ கி. கலோ.}$$

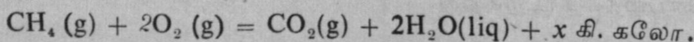


$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2HO_2 + 212.7 \text{ கி. கலோ.}$$

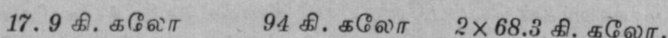
ஹெஸ் விதியிலிருந்து வருவிக்கப்பட்ட பின்கண்ட தொடர் முடிவு மேற்குறிப்பிட்ட எடுத்துக்காட்டை விளக்குவதாக உள்ளது:

ஒரு வேதி வினையின் வெப்ப விளைவு, விளைபொருள்களின் உருவாக்கல் வெப்பங்களின் கூட்டுத் தொகையிலிருந்து வினை பொருள்களின் உருவாக்கல் வெப்பங்களின் கூட்டுத்தொகையைக் கழிக்கக் கிடைப்பதற்குச் சமமாகும்.

இக் கருத்து பல வெப்ப வேதியியல் கணக்கீடுகளை எளிதாக் குகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, மேற்கண்ட கணக்கைப் பின் கண்டவாறு கணக்கிடலாம். மீத்தேன் எரிதலுக்கான சமன் பாட்டை எழுதியும் வெப்ப விளைவை x எனக் கொண்டும் அதன தன் உருவாக்கல் வெப்பத்தை அதனதனுடைய வாய்பாட்டிற்குக் கீழே எழுதலாம்:



$$CH_4(g) + 2O_2(g) = CO_2(g) + 2H_2O(liq) + x \text{ கி. கலோ.}$$



$$17.9 \text{ கி. கலோ} \qquad 94 \text{ கி. கலோ} \qquad 2 \times 68.3 \text{ கி. கலோ.}$$

எனவே,

$$x = 94 + 2 \times 68.3 - 17.9 = 212.7 \text{ கி. கலோ,}$$

154. எரிமமும் எரிமத்தின் வகைகளும்

கரி, சுட்டகரி, நிலக்கரி போன்ற படிக வடிவற்ற கார்பன் மற்றும் பல்வேறு வகை ஆற்றல்களுக்கு இடமான பொருள்களாக தற்கால நாகரீக வாழ்க்கையில் திகழ்கின்றன. நிலக்கரி மற்றும் கார்பானிஃபெரஸ் சேர்மங்கள் எரிக்கப்படும்போது வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. இவ்வெப்பம் சூடு செய்வதற்கு, உணவைத் தயாரிப்பதற்கு, மற்றும் பல்வேறு தொழில் துறைகளில் பயன்

படுத்தப்படுகிறது. இருப்பினும் பெறப்படும பெரும்பாலான வெப்பம் ஆற்றலின் பிற வகைகளாக மாற்றப்பட்டு இயந்திர தொழில்களுக்காகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

பல்வேறு இயந்திரங்களை இயக்குவதற்கு வெப்பச் சக்தியைப் பயன்படுத்துவதுபோல, நீர்வீழ்ச்சியின் சக்தி ('வெண்மை நிலக் கரி') மற்றும் காற்றின் சக்தி ஆகியவற்றையும் நாம் பயன்படுத்து கிறோம்; சூரிய ஆற்றலை நேரிடையாகப் பயன்படுத்துவதற்கும் முயற்சிகள் மேற்கொள்ளப்பட்டுள்ளன. இருப்பினும் இவை யெல்லாவற்றிலும் கிடைக்கும் சக்தி எரிமம் எரிவதால் கிடைக்கும் சக்தியில் ஒரு சிறு பின்னமேயாகும்.

எரிமத்தின் மிக முக்கிய வகைகள்: நிலக்கரி, மரம்மிகுகரி, மரம், பெட்ரோலியம் மற்றும் இயற்கை வாயு. **நிலக்கரி (coal)** இது மிகவும் பரவலாகப் பயன்படுத்தப்படும் எரிமம். இது நேரடியாக எரிப்பதற்கும் சுட்டக்கரி, நீர்ம எரிமம், மற்றும் வாயு எரிமம் போன்ற மிகவும் பயனுடைய எரிமங்களை உண்டாக்கு வதற்கும் பயன்படுகிறது.

உலகத்தின் நிலக்கரி வளம் 7,900,000 மில்லியன் டன்களாகும் என மதிப்பிடப்பட்டுள்ளது. சோவியத் நாட்டின் நிலக்கரி வளம் உலகத்தில் இரண்டாவதாகக் காணப்படுகிறது.

ஜார் (tsar) மன்னர்கால ரஷ்யாவில் வெட்டி எடுக்கப்பட்ட நிலக்கரி, அப்போது இருந்த நன்கு வளர்ச்சியடையாத தொழில் துறைகளின் தேவைகளுக்குக் கூடப்போதுமானதாக இல்லை; வெளிநாடுகளிலிருந்து மேலும் தேவைக்கு இறக்குமதி செய்ய வேண்டியிருந்தது. அப்போது நாடு முழுவதும் காணப்பட்ட ஒரே நிலக்கரி வளமாக இருந்தது டோனட்ஸ்பேசின் ஆகும். உலகத்தில் நிலக்கரியை வெட்டி எடுப்பதில் இரஷியா ஆறுவது இடத்தை வகித்திருந்தது.

அக்டோபர் புரட்சிக்குப் பின் நிலக்கரித் தொழில் துறையில் பல பெரிய மாற்றங்கள் நிகழ்ந்தன. போருக்கு முன்பான ஐந்தாண்டு திட்ட காலங்களில் மத்தியஆசியா, காகசஸ் மற்றும் கிழக்கு சைபீரியா ஆகிய இடங்களில் நிலக்கரிச் சுரங்கங்கள் வெட்டப்பட்டன. மற்றும் பல வேறு மாவட்டங்களிலும் நிலக்கரியை வெட்டி எடுத்தல் ஆரம்பிக்கப்பட்டது. சோவியத் நாட்டில் 1940-ல் ஆண்டுக்கு நிலக்கரி உற்பத்தி 165.9 மில். டன்களாக இருந்தது. 1954-ல் 347.1 மில். டன்களாகவும் 1964-ல் 554 மில். டன்களாகவும் உயர்ந்துவிட்டது. ஆனல் இந்நாட்டின் எரிம உற்பத்தியில்

நிலக்கரியின் பங்கு படிப்படியாகக் குறையத் தொடங்கும்; ஏனெனில் பெட்ரோலியம் மற்றும் இயற்கை வாயுவின் உற்பத்தி முன்னேற்றம் உடையதாக உள்ளது.

நமது கோளின் மிக முந்தைய காலங்களில் அதன்மீது நிலவியிருந்த தாவர வகைகளிலிருந்து உண்டான மீதமே நிலக்கரியாகும். நிலக்கரி எந்த அளவிற்குப் பழையதாக உள்ளதோ அந்த அளவிற்கு அதில் கார்பனின் அளவும் அதிகமாக இருக்கும்.

நிலக்கரியை மூன்று வகைகளாகப் பிரித்தறியலாம்:

1. **அனல் மிகு நிலக்கரி** (Anthracite) இது கனிம நிலக்கரிகளில் மிகப் பழையது. இது அதிக அடர்த்தியையும் ஒளிமிகு பொலிவையும் பெற்றுள்ளது; இதில் 95% கார்பன் சராசரியாக அடங்கியுள்ளது. இதனை எரிக்கும்போது வெப்பம் பெருமளவில் வெளிவிடப்படுகிறது. சோவியத் நாட்டின் மொத்த நிலக்கரி வளங்களில் அனல்மிகு நிலக்கரியின் வளம் 5.5% காணப்படுகிறது.

2. **கடின நிலக்கரி** (Hard coal): இது ஒரு நெறுக்கமான கருமை நிறப் பொருள். இதில் 75 சத அளவிலிருந்து 90 சத அளவிற்கு கார்பன் அடங்கியுள்ளது. கனிம நிலக்கரிகளில் மிகவும் பரவலாகப் பயன்படுவது இதுவே.

3. **பழுப்பு நிலக்கரி** அல்லது **லிக்னைட்** (Brown coal): இது 65-70% கார்பனைப் பெற்றுள்ளது; பழுப்பு நிறமுடையது. கனிம நிலக்கரிகளில் மிகவும் குறைந்த வயதுடையது இதுவே; மரத்திலிருந்து உண்டான இதில் மரத்தினுடைய அமைப்பு அடிக்கடி காணப்படுகிறது. பழுப்பு நிலக்கரி மிகவும் நீர் உறிஞ்சும் தன்மையது; உயர் சாம்பல் அளவைப் (7-38%) பெற்றுள்ளது. இக்காரணத்தினுல் தான் இது ஓரிடத்தில் பயன்படும் எரிமமாகவும் வேதியியவினை முறைகளுக்காகவும் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

அண்மைக் காலத்தில் பழுப்பு நிலக்கரி, மிகப் பெருமளவில் கேஸோலின், மண்ணெண்ணெய் போன்ற மிகச்சிறந்த நீர்ம எரிமங்களை உற்பத்தி செய்வதற்கு மூலப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. இதற்காக தூளாக்கப்பட்ட நிலக்கரி **ஹைட்ரஜனேற்றம்** அடையச் செய்யப்படுகிறது. அதாவது, அதிக அழுத்தத்தில் ஹைட்ரஜனுடன் சேர்த்து வினைவேக மாற்றிகளின் முன்னிலையில் சூடு செய்யப்படுகிறது. ஹைட்ரஜனின் செயலினுல் மிகப் பெரிய கரிம மூலக் கூறுகள் எல்லாம் பிளவுற்று நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்களின் எளிய மூலக்கூறுகள் உண்டாகின்றன (பிரிவு 160

ஐக்காண்க). நிலக்கரி ஹைட்ரஜனேற்றம் அடையும்போது உண்டாகும் விளைபொருள்கள் மேலும் பிளவுற்று கேஸோலின் மற்றும் மண்ணெண்ணெயாக மாற்றம் அடைகின்றன.

சோவியத் நாட்டின் பல்வேறு மாவட்டங்களில் மிகவும் அதிகமாகப் பயன்படுவது மரம்மிகுகரியாகும்.

மரம்மிகுகரி (Peat): இது நிலக்கரி உண்டாகும்போது முதல் படியில் கிடைக்கும் விளைபொருளாகும். இறந்த சதுப்பு நிலத் தாவர வகைகளிலிருந்து உண்டான இது மிகுந்த அளவில் சதுப்பு நிலங்களின் அடிப்பாகங்களில் காணப்படுகிறது. கண்டுபிடிக்கப் பட்டுள்ள மரம்மிகுகரி வளத்தில் சோவியத் நாடுதான் உலகத்தில் முன்னணியில் உள்ளது. மரம்மிகுகரியின் கார்பன் அளவு 60%க்கு அதிகமாகக் காணப்படுவதில்லை. இது அதிக அளவில் சாம்பலை தரக்கூடியதாக இருப்பதால் இதனை எரிமமாகப் பயன்படுத்துவதில் சிரமம் உள்ளது. நிறைய அளவில் சக்தி நிலையங்களில் மரம் மிகுகரி ஒரு உள்ளிட எரிமமாக எரிக்கப்படுகிறது.

மரம்மிகுகரியை உலர் காய்ச்சி வடித்தால் **மரம்மிகு சுட்டகரி** கிடைக்கிறது. இதில் மிகக்குறைந்த அளவே சல்ஃபர் அடங்கியுள்ளது. இதன் காரணமாக இது உயர் வகை அயர்னை உருக்கிப் பிரிப்பதற்கு உகந்ததாக உள்ளது. உலர் காய்ச்சி வடிக்கும்போது இத்துடன் மிகவும் பயனுடைய பல்வேறு வேதியியப் பொருள்களும் கிடைக்கின்றன.

மரம் (Wood): மொத்த எரிம அளவில் மரம் ஒரு தாழ்ந்த இடத்தையே பெற்றுள்ளது. அண்மைக் காலத்தில் தொழிற்சாலைகளில் மரம் எரிமமாகப் பயன்படுவது குறைந்து கொண்டே வருகிறது.

பெட்ரோலியம் (Petroleum): *19*-ம் நூற்றுண்டின் இறுதியிலிருந்தே அக எரிதல் இயந்திரம் கண்டுபிடிக்கப் பட்டதும் பெட்ரோலியம் பரவலாகப் பயன்பட்டு வருகிறது. இவ்வியந்திரம் பெட்ரோலியம் பொருள்களை எரித்து, நீராவி இயந்திரம்போல் அல்லாமல் எரிமம் எரியும்போது வெளிப்படும் வெப்பத்தின் பெரும்பகுதியும் பயன்படுமாறு செய்கிறது. நாகரிக வாழ்வில் அக எரிதல் இயந்திரங்களின் முக்கியத்துவம், பெட்ரோலியம், முக்கியமாக அதன் விளைபொருள்களைச் சிறந்த எரிமங்களாக்குகின்றன.

பெட்ரோலியம் ஒரு வசதியான அதிக வெப்பத்தைத் தரும் எரிமமாக மட்டுமல்லாது பல்வேறு வகையான வேதியியப்

பொருள்களை (தொகுப்பு முறையில் பெறப்படும் ஆல்கஹால்கள், தூய்மைப்படுத்தும் கரணிகள் பல்வேறு ரப்பர் போன்ற பொருள்கள், கரைப்பான்கள்) உற்பத்தி செய்வதற்கும் மிக முக்கிய மூலப் பொருளாகவும் உள்ளது. வேதியியத் தொழிற்சாலைக்கு மூலப் பொருளாக இருப்பவைகளுள் கேசிங்-ஹெட் (casing head) மற்றும் சுத்திகரிப்பு வாயுக்களும் அடங்கும்.

பெட்ரோலியம் உற்பத்தியின் வேக வீதத்தை நோக்குமிடத்து அதன் முக்கியத்துவம் புலனாகும். சோவியத் நாட்டின் பெட்ரோலியம் உற்பத்தி பற்றிய புள்ளி விபரங்கள் பின்வருமாறு:

வருடம்	உற்பத்தி மி. டன்கள்	வருடம்	உற்பத்தி மி. டன்கள்
1913	*10.3*	*1954*	*59.3*
		1964	*224*
1940	*31.1*	*1967*	*288*

இயற்கை வாயு(natural gas): மீத்தேன் மற்றும் பிற நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்களைப் பெற்றுள்ள இயற்கை வாயு மிகவும் மலிவானதாகவும் வசதியானதாகவும உள்ள எரிமமாகும். முதலாளித்துவ நாடுகளில் இயற்கை வாயுவை பிரித்தெடுப்பது 25 ஆண்டுகளில் (*1937-62*) ஆறு மடங்கு உயர்ந்து *438,000* மில்லியன் கன மீட்டர்கள் அளவிற்கு எட்டியிருப்பது, இதன் முக்கியத்துவத்தைப் புலப்படுத்துகிறது.

நம்முடைய நாட்டில் போருக்குப் பின்பு தான் இயற்கை வாயுக்களைப் பயன்படுத்துவது உண்மையில் தொடங்கப்பட்டது. *843* கிலோமீட்டர்கள் நீளமுடைய சாரடோவ்-மாஸ்கோ வாயுக் குழாய் *1947*-ல் முடிவடைந்தது. *1948*-ல் தசாவாகிவ் வாயுப் பாதை வேலை செய்ய ஆரம்பித்தது. சோவியத்நாட்டில் அண்மைக் காலங்களில் பல எண்ணிக்கையில் வாயு குழாய்கள் அமைக்கப் பட்டு வருகின்றன. அவற்றுள் மிக நீளமானது ஸ்டாவ்ரேபோல்-மாஸ்கோ வாயுக்குழாய்ஆகும். யுக்ரைன்,கிரஸ்னேதர்நிலப்பகுதி, மத்திய ஆசியா மற்றும் சைபீரியாவில் பல மாவட்டங்களிலும் பெருமளவில் இயற்கை வாயு வளங்கள் இருப்பதாக கண்டுபிடிக்கப் பட்டுள்ளது.

நாட்டில் மிக விரைவாக வளர்ந்து வரும் தொழில்துறைகளில் வாயுத்தொழில் துறையும் ஒன்றாகும். இயற்கை வாயு, நிலக்கரி மற்றும் சிலேட் வாயுக்கள் ஆகியவற்றின் உற்பத்தி வேக வீதம்

இதன் வளர்ச்சியைத் தெரிவிப்பதாக உள்ளது. சோவியத் நாட்டின் மொத்த வாயு உற்பத்தி பின்வருமாறு:

1913-ல் 0.02பில். கன.மீ. *1958-ல் 29.9 பில். கன.மீ.*

1940-ல் 3.4 பில். கன.மீ. *1961-ல் 60.9 பில். கன.மீ.*

1955-ல் 10.4 பில். கன.மீ. *1964-ல் 110 பில். கன.மீ.*

மிகச் சிறந்த எரிமமாக விளங்கும் இயற்கை வாயு, கரிம தொகுப்புமுறை தொழிற்துறைக்கும் பல்வேறு தொகுப்புச் சேர்மங்களை உற்பத்திச் செய்வதற்கும் ஒரு சிறந்த மற்றும் மலிவான மூலப்பொருளாகவும் உள்ளது. இப்போது அமைக்கப்பட்டு வரும் பல புதிய வேதியிய நிலைக்களன்கள் எல்லாம் இயற்கை வாயுவை அடிப்படையாகக் கொண்டு அமைந்தவைகளே; மேலும் இயங்கிவரும் பல்வேறு வேதியியத் தொழில் துறைகள் இம் மூலப் பொருளைப் பயன்படுத்தத் தொடங்கிவிட்டன.

பல அளவுகளையுடைய எரிமம் எரிக்கப்படும்போது வெவ்வேறு அளவுகளில் வெப்பத்தைத் தருகின்றன. எனவே, ஒரு எரிமத்தின் தரத்தை அறிவதற்கு அதன் **வெப்ப மதிப்பு**, நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு கிலோகிராம் எரிமம் முழுமையாக எரியும்போது கிடைக்கும் உயர் வெப்பத்தைக் குறிப்பதாகும்.

பல்வேறு வகை எரிமங்களின் கரிம நிறையின் சராசரி இயைபும் அவற்றின் வெப்ப மதிப்புகளும் அட்டவணை 25-ல் தரப் பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 25

பல்வேறு வகை எரிமத்தின் கரிம இயைபும் வெப்ப மதிப்புகளும்

எரிமம்	விழுக்காடளவு			வெப்ப மதிப்பு கி.கலோ/கி.கி.
	C	H	O,N,S	
மரம், காற்று-உலர்	50	6	44	4,500
மரம்மிகுகரி, காற்று-உலர் ...	59	6	35	5,400
பழுப்பு நிலக்கரி	69	5·5	25·5	6,700
கடின நிலக்கரி	82	4·3	13·7	8,400
அனல்மிகு நிலக்கரி	95	2·2	2·8	8,100
கரி	100	—	—	8,080
பெட்ரோலியம்	85·5	14·2	0·3	10,500

எரிமத்தில் கார்பன் மற்றும் ஹைட்ரஜனின் அளவு அதிமாக இருப்பதற்கு ஏற்ப அதன் வெப்ப மதிப்பும் அதிகமாக உள்ளது என்பதை அட்டவணை 25 தெரிவிக்கிறது.

பல தொழில் துறைகளுக்கு எரிமத்தின் வெப்ப மதிப்போடு அல்லாமல் அதனை அளவோடு எரிக்கும்போது உண்டாகும் உயர் வெப்பமும் இன்றியமையாததாக உள்ளது. இந்த வெப்பநிலை **பைரோமெட்ரிக் எரிதல் விளைவு** எனப்படும். இது எரிமத்தின் வெப்ப மதிப்பை மட்டும் அல்லாது அதன் இயற்பியல் நிலையையும் பெரிதும் சார்ந்து காணப்படுகிறது.

ஒரு திண்ம எரிமம் முழுமையாக எரிவதற்கு அறிமுறையின்படி தேவைப்படும் காற்றின் அளவைக் காட்டிலும் $1\frac{1}{2}$ மடங்கு அதிக அளவில், எரிமம் எரிக்கப்படும் உலைக்குள் செலுத்தப்படவேண்டும் என்பதை நமக்கு நமது செயல் அறிவு தெரிவிக்கிறது. இந்த மிகைக்காற்று வெளிவிடப்பட்ட வெப்பத்தின் ஒரு பகுதியை உட்கொண்டு பைரோமெட்ரிக் எரிதல் விளைவைப் பெரிதும் குறைத்து விடுகிறது.

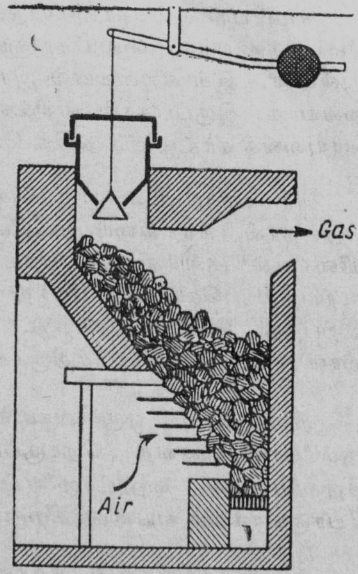
பெட்ரோலியம் போன்ற ஒரு திரவ எரிமம் எரிக்கப்படும் போது உயர் பைரோமெட்ரிக் விளைவு பெறப்படுகிறது. சிறப்பான ஒரு வகை எரிகருவிகள் மூலம் பெட்ரோலியத்தைக் கிளறு கருவிக்குள் செலுத்தினால் அங்கு அதனைக் காற்றுடன் நன்றாகக் கலக்கும்படிச் செய்கிறது; இதன் காரணமாகத் திண்ம எரிமம் எரியும்போது மிகையாகத் தேவைப்படும் அளவிற்கு இங்குக் காற்று தேவைப்படுவதில்லை.

ஆனால் வாயு நிலையில் உள்ள எரிமத்தைக் காற்றுடன் மிக நன்றாகக் கலக்க முடியுமாதலால் இது அறிமுறை அளவுப்படியான காற்றுடன் பெரும்பாலும் முழுமையாக எரிந்து மிக உயர்ந்த பைரோமெட்ரிக் விளைவைத் தருகிறது.

155. வாயுநிலை எரிமம்

வாயுநிலை எரிமத்தில் மிக முக்கிய வகைகள்: இயற்கை வாயு (முன் பிரிவைக் காண்க), உலைவாயு (producer gas), நீர்வாயு (water gas) மற்றும் சுட்டக்கரி-அடுப்பு வாயு அல்லது **நிலக்கரி வாயு. உலை வாயு.** செஞ்சூடான நிலக்கரி அடுக்கின்மீது காற்றைச் செலுத்தி இவ்வாயு பெறப்படுகிறது. இம்முறை உண்டாக்கிகள் (producers) எனப்படும் உயர்ந்த உருளை வடிவான உலைகளில்

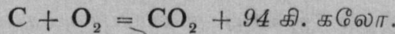
நிகழ்த்தப்படுகிறது (படம் 99). நிலக்கரி எரிமம் உண்டாக்கியின் மேற்பாகத்தில் இருந்து கொட்டப் படுகிறது; இதன் கீழிருந்து காற்று செலுத்தப்படுகிறது. நிலக்கரி எரியும்போது உண்டாக்கியின் அடிப்பாகத்தில் CO_2 உண்டாகிறது; இது உயரே செல்லும் போது சூடான நிலக்கரியினால் கார்பன் மோனாக்ஸைடாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. கார்பன் மோனாக்ஸைடு காற்றிலுள்ள வினையில் பங்கு பெறாத நைட்ரஜனுடன் கலந்த நிலையில் உண்டாக்கியினுடைய பக்கச்சுவரில் உள்ள திறப்பு மூலம் உலையினின்று வெளித் தள்ளப்படுகிறது.



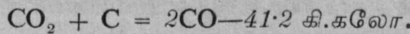
படம் 99.
உண்டாக்கியின் விளக்கப் படம்.

அறிமுறை அளவில், ஒரு கன அளவு கார்பன் மோனாக்ஸைடும் இரண்டு கன அளவு நைட்ரஜனும் (அல்லது சரியாக 34·7% CO மற்றும் 65·3% N_2) கலந்த இவ்விரு வாயுக்களின் கலவையே உலை வாயு எனப்படுகிறது. இவ்வாயு பொதுவாகச் சிறிதளவு கார்பன் டை ஆக்ஸைடையும் (2·5–5%) பெற்றிருக்கிறது.

உண்டாக்கியில் நிகழும் வினைகளைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகள் மூலம் தெரிவிக்கலாம்:



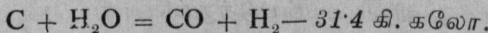
$$C + O_2 = CO_2 + 94 \text{ கி. கலோ.}$$



$$CO_2 + C = 2CO - 41{\cdot}2 \text{ கி.கலோ.}$$

இவ் வினைகளில், முதல் வினையில் வெளிவிடப்படும் வெப்பம் இரண்டாவது வினையில் உட்கொள்ளப்படும் வெப்பத்தை விட அதிகமாக இருப்பதால், நீண்ட நேரத்திற்குப் பிறகு மிகையான அளவில் வெப்பம் கிடைக்கிறது. இது உண்டாக்கியில் உள்ள நிலக்கரியைச் சூடாக வைத்துக் கொள்கிறது.

நீர் வாயு : ஓர் உலையில் செஞ்சூடான நிலக்கரி அடுக்கின் ஊடே நீராவியைச் செலுத்தி இவ் வாயு பெறப்படுகிறது.



$$C + H_2O = CO + H_2 - 31{\cdot}4 \text{ கி. கலோ.}$$

சமன்பாட்டில் காணப்படுவதுபோல நீர் வாயுவில் கார்பன் மோனக்ஸைடும் ஹைட்ரஜனும் சம கன அளவுகளில் கலந்துள்ளன. இக் கலவையில் இரண்டு கூறுகளுமே எரியக்கூடியவையாக இருப்பதால் எரிக்கப்படும்போது நீர் வாயு, உலை வாயுவைக் காட்டிலும் அதிக வெப்பத்தைத் தருகிறது.

நீர் வாயு உண்டாகும்போது வெப்பம் உட் கொள்ளப் படுவதால், நீராவியை நிலக்கரியினூடே செலுத்துவது அதனை விரைவில் குளிர்விக்கச் செய்கிறது. எனவே, நீர் வாயுவை உற்பத்தி செய்யும் போது மாற்றி மாற்றி உலை வாயுவும் உற்பத்தி செய்யப்படுகிறது. இவ்வாறு செய்வதனல் நிலக்கரியைச் செஞ்சூடாக வைத்திருக்க முடிகிறது.

நீர் வாயு ஒரு வாயு எரிமமாகப் பயன்படுவதுடன் அம்மோனியாவைத் தொகுப்பு முறையில் தயாரிப்பதற்குத் தேவைப்படும் ஹைட்ரஜனைப் பெறுவதற்கு ஒரு தொடக்கப் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது.

உண்டாக்கியினூடே நீராவியும் ஆக்ஸிஜனும் கலந்த கலவையைச் செலுத்தி, நீர் வாயுவை ஒத்த இயைபைக் கொண்ட ஒரு வாயுவைத் தொடர்ச்சியாகப் பெறலாம்.

சுட்டகரி-அடுப்பு அல்லது **நிலக்கரி வாயு**: சுடின நிலக்கரியைக் காற்று இல்லாத சூழ்நிலையில் உயர் வெப்பநிலைக்குச் சூடு செய்து இவ் வாயு பெறப்படுகிறது. இவ் வாயு தூய அல்லது இயற்கை வாயுவுடன் கலந்த நிலையில் தொழிற்சாலை, ஆய்வுக்கூடங்கள் மற்றும் வீடுகளில் பெருமளவில் பயன்படுகிறது.

நிலக்கரி வாயு பல்வேறு எரியும் வாயுக்களைக் கொண்ட ஒரு கலவையாகும். இதன் இயைபு மூலப்பொருள்களைப் பொருத்து உள்ளது; ஆனல் சராசரியாக இதன் இயைபைக் கீழ்க்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்:

ஹைட்ரஜன் 55%
மீத்தேன் 30%
கார்பன் மோனக்ஸைடு 4%
பிற ஹைட்ரோகார்பன்கள் 3%
எரியாத மாசுகள் (CO_2, N_2, O_2)..... 8%

நிலக்கரி வாயு அல்லது இயற்கை வாயுவுடன் கலந்த அதன் கலவைகளை வீடுகளில் பயன்படுத்தும்போது மிகவும் கவனமாக

இருக்க வேண்டும்; ஏனெனில் இதில் குறிப்பிடத் தகுந்த அளவில் CO உள்ளது. வாயு கசிவதைத் தடுக்கச் சிறப்பான எச்சரிக்கைகள் எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும். வாயு எரியாதபோது வாயு மூடியை எப்போதும் மூடிவைக்க வேண்டும்.

நிலக்கரியைப் பூமிக்கடியில் வாயுவாக்குதல்: நிலக்கரியைப் பூமிக்கடியில் வாயுவாக்கும் முறையில் வாயு எரிமமாக மாற்றலாம். உருஷியாவில் பூமிக்கடியில் நிலக்கரியை வாயுவாக்க முடியும் என்ற கருத்தை 1888-ல் முதன் முதலில் வெளியிட்டவர் மெண்டலீஃப் ஆவர். இவர் டோனட்ஸ் பேசினுக்குச் சென்று நிலக்கரித் தொழில் துறையைப்பற்றி நன்கு ஆய்ந்து அறிந்த பின்பு இக்கருத்தைத் தெரிவித்தார். ஆங்கில வேதியியல் வல்லுநர் ராம்ஷே 1910-லிருந்து 1915 வரை பூமிக்கடியில் நிலக்கரியை வாயுவாக்குவது பற்றிய முறையை ஆய்ந்து அறிந்தார்.

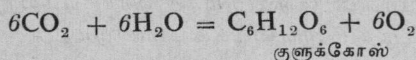
இருப்பினும், தற்சமயம் வளர்ச்சியடைந்துள்ள பல்வேறு தொழில்துறை நிலைக்களன்கள் இயங்கி வருவதை நோக்குமிடத்து, நிலக்கரியைப் பூமிக்கடியில் வாயுவாக்கும் முறை ஆதாயமானதாக இல்லை என்பது தெரிய வருகிறது.

156. இயற்கையில் கார்பன் சுழற்சி

பல்வேறு வகை எரிமங்கள் எரிக்கப்படும்போதும் மற்றும் பொதுவாக, கரிமப் பொருள்கள் எரியும்போதும், விலங்குகள் மற்றும் தாவரங்கள் அழியும்போதும் இவற்றுள் அடங்கியுள்ள கார்பன் முழுதும் முடிவாக, கரிமப் பொருள்களில் அடங்கியிருந்த ஆற்றலைப் பெற்றில்லாமலும் மேலும் எரிய முடியாததுமான கார்பன் டை ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. எரிதல் நிகழ்ந்தாலும், கரிமப் பொருள்கள், விலங்குகள் மற்றும் தாவரங்கள் ஆகியவை மேலும் இயற்கையில் நிலவியிருப்பது எரிதலுக்கு எதிரான ஒரு வகை வினை நடந்துகொண்டு இருக்க வேண்டும் என்பதைக் காட்டுகிறது; இவ் வினையின்போது CO_2 மீண்டும் கரிமப் பொருள்களை உண்டாக்குகிறது. இவ்வினை தாவரங்களிலும், அவற்றின் இலைகளிலும், இலைகளின் பசுமை நிறத்துக்குக் காரணமான குளோரோஃபில் நுண்ணிமங்களிலும் நிகழ்கிறது.

தாவரங்கள் காற்றிலிருந்து கார்பன் டை ஆக்ஸைடை எடுத்துக்கொண்டு அதே கன அளவு ஆக்ஸிஜனை வெளிவிடுகின்றன. குளோரோஃபில் முன்னிலையில் CO_2 நீருடன் வினைபுரிந்து கார்போஹைட்ரேட்டுகள் போன்ற மிகவும் சிக்கலான கார்பன்

அடங்கிய சேர்மங்களாக மாறுகிறது. கார்போஹைட்ரேட்டுகள் உண்டாவதைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம்:



$$6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

குளுக்கோஸ்

அதே சமயத்தில் தாவரங்களிலுள்ள ஸ்டார்ச்சு மற்றும் பல்வேறு பிற பொருள்களும் உண்டாகின்றன. இப் பொருள்கள் விலங்குகளுக்கு உணவாகவும் நமக்குத் தேவைப்படும் ஆற்றலைத் தரும் முக்கியப் பொருள்களாகவும் உள்ளன.

இவ்வாறு, இயற்கையில் ஒரு குறிப்பிட்ட சுழற்சியைக் கார்பன் பெற்றுள்ளது; தாவரங்களினால் CO_2 வளிமண்டலத்திலிருந்து உட்கொள்ளப்பட்டுப் பின் கரிமப் பொருள்களாக மாற்றப்படுகிறது; எரிதல் அல்லது இப்பொருள்களின் அழிவு மற்றும் நாமும் விலங்குகளும் சுவாசிப்பதாலும் CO_2 வளிமண்டலத்திற்குள் மீண்டும் தள்ளப்படுகிறது; இங்கிருந்து இதனை மீண்டும் தாவரங்கள் எடுத்துக்கொள்கின்றன.

இருப்பினும், கார்பன் டை ஆக்ஸைடும் நீரும் வினைபுரிந்து கரிமப் பொருள்களாக மாறுவது சுற்றியுள்ள சூழ்நிலைகளிலிருந்து ஆற்றல் கிடைக்கப் பெற்றால்தான் நிகழ்கிறது. இவ்வாற்றல் சூரியனால் அளிக்கப்படுகிறது. பச்சைத் தாவரங்களின்மீது படும் சூரியக் கதிர்கள் குளோரோஃபில் நுண்ணிமங்களினால் தாவரங்களின் செல்களில் உட்கொள்ளப்பட்டு மேற்குறிப்பிட்டமாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன. இவ்வினை ஒளியின் செயலினால் நிகழ்வதால் இதனை ஒளிச்சேர்க்கை (photosynthesis) என்கிறோம்.

கரிம வேதியியல் உலகம் நாடியிருக்கும் கரிமப் பொருள்கள் தாவரங்களில் உண்டாகும் முறைக்கு விளக்கம் தந்தமைக்காக உருஷிய அறிவியலாளர் K. திமிர்யாவ் (*1843-1920*) என்பவருக்கு அறிவியல் மிகவும் கடமைப்பட்டுள்ளது.

திமிர்யாவ்வின் ஆய்வுகளுக்கு முன்பு தாவரங்களின் பச்சை நிறம் எந்த விதி முக்கியச் சிறப்பையும் பெற்றிருப்பதாகக் கருதப்படவில்லை. நீண்ட நாள்களாக வருந்தியுழைத்ததன் பயனாகத்தாவர உணவூட்ட முறையானது முழுமையாகப் பச்சை நிற குளோரோஃபில் நுண்ணிமங்களுடன் மிக நெருக்கமான தொடர்பைப் பெற்றுள்ளது என்பதை முதன் முதலாகத் திமிர்யாவ் நிரூபித்துக் காட்டினார். தாவரங்களினால் CO_2 சிதைவதைப்பல்வேறு நிற நிரல் கதிர்கள் எவ்வாறு பாதிக்கின்றன என்பதை ஆய்ந்தறிந்து,

தாவரங்கள் உணவூட்டத்தை மிகவும் செம்மையான முறையில் எடுத்துக் கொள்வது சிவப்புக்கதிர்களின், 'அதாவது, பச்சை குளோரோஃபில்லினல் முழுமையாக உறிஞ்சப்பட்ட மற்றும் அதிக ஆற்றலைக் கொண்ட கதிர்களின் செயலினல் நிகழ்கிறதுஎன்பதைத் திமிர்யாவ் நிரூபித்துக் காட்டினர். மாருக, குளோரோஃபில்லினல் உறிஞ்சப்படாத கதிர்களினல் CO_2 சிதைவது மிக மிகக் குறைவே எனலாம்.

திமிர்யாவ்வின் மிகச் சிறந்த நுண்ணியமுறைச் சோதனைகள், தாவரங்கள் கார்பன் டை ஆக்ஸைடைச் செரிமானம் செய்வது அவை சூரிய ஆற்றலை உறிஞ்சிக் கொள்வதன் காரணமாகத்தான். என்பதைத் தெள்ளிதின் விளக்குகின்றன. உறிஞ்சப்பட்ட சூரிய ஆற்றல் உண்டான கரிமப் பொருள்களின் வேதியியல் ஆற்றலாக மாற்றம் அடைகிறது. எனவே, கரிமப் பொருள்களை உணவாகக் கொண்டோ அல்லது எரிமத்தை எரித்தோ நாம் பெறும் ஆற்றல் முழுதும் நீண்ட இடைவெளியில் சூரியனிலிருந்து வருவதேயாகும்

காற்றினல் தாவர உணவூட்டம் நடைபெறும் முறையின் அடிப்படைக் கருத்துகளையும், இம்முறையில் குளோரோஃபில்லின் பங்கையும் நிறுவியதன் பயனக, திமிர்யாவ் ஆற்றல் அழியாமை விதி, இயற்கையின் உயிர் வாழ்வு இயற்பாட்டிற்குப் பொருந்துகிறது என நிரூபித்தார். இது, உயிருள்ள நுண்ணுயிர்களில் நிகழ்ந்து கொண்டிருக்கும் பல்வேறு வினைகளைச் சிறந்த முறையில் ஆய்ந்தறிவதற்குத் தடையாக இருந்த பிற்போக்குவாதிகளின் 'உயிர்ச் சக்தி' (vital force) கொள்கையைத் தவறு என உறுதியுடன் கூறிற்று (பிரிவு 157-ஐக் காண்க).

கரிமச் சேர்மங்கள்

157. பொதுப் பண்புகள்

நீண்ட காலத்திலிருந்தே கார்பனின் சேர்மங்கள் (விதிவிலக்காக மிக எளிய சில சேர்மங்கள்) **கரிமச் சேர்மங்கள்** (organic compounds) என வகைப்படுத்தப்பட்டு வந்தன. ஏனெனில் இயற்கையில் இவை விலங்குகள் மற்றும் தாவரங்களினுடைய நுண்ணுயிர்களின் மிக முக்கியமானவையும் மிக இன்றியமையாதவையுமான இயைபு உறுப்புகளாக உள்ளன. மாருக, 'உயிரற்ற இயற்கையில்' காணப்படும் மணல், களிமண், பல்வேறு கனிமங்கள், நீர், கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் பிற பொருள்களைக் **கனிமச் சேர்மங்கள்** (inorganic or mineral compounds என்கிருேம்.

பொருள்களைக் கரிமம் மற்றும் கனிமப் பொருள்கள் என வகைப்படுத்துவது, எளிய பொருள்களிலிருந்து தொகுப்பு முறையில் கரிமப் பொருள்களைப் பெற முடியாது என நீண்டகால மாகக் கருதி வந்ததன் காரணமாக உண்டானதாகும். கரிமப் பொருள்கள் உண்டாவதற்கு, உயிருள்ள நுண்ணுயிர்களில் செய லாற்றும் மற்றும் கனிமச் சேர்மங்கள் உண்டாவதில் பங்கு பெருத ஒருவகைச் சிறப்பான 'உயிர்ச் சக்தி' தேவை எனக் கருதப்பட்டு வந்தது. இக் கொள்கைச் சார்பாளர்கள் உயிர்ச் சக்தியாளர்கள் **(vitalists)** என்றழைக்கப்பட்டனர் (இலத்தீன் மொழியிலிருந்து பெறப்பட்டது). உயிர்ச்சக்தியாளர்கள், உயிருடைய இயற்கை இயற்பாடு என்ற அடிப்படையில் உலகத்தில் சில மறைவான சக்திகள் நிலவியிருப்பதை நிரூபிப்பதற்காக முயன்றனர். இச் சக்திகளைப் பற்றி அறியவோ அல்லது இவற்றிற்குக் காரணம் காட்டவோ முடியாது; மேலும் இவை சாதாரண இயற்பு வேதியியல் விதிகளுக்கு உட்பட்டவை அல்ல. இந்த உயிர்ச்சக்தி யாளர்களுக்கு தலைமை தாங்கிச் செயல்பட்டவர் 19ஆம் நூற் ருண்டின் முதல் பாதி காலத்தில் தனிச் செல்வாக்குப் பெற்றிருந்த வேதியியல் நிபுணர்களுள் ஒருவரான ஸ்வீடன் நாட்டைச் சேர்ந்த பெர்சிலியஸ் என்பவராவர்.

ஜெர்மன் வேதியியல் வல்லுநர் ஹோலர் 1828-ல் எளிய பொருள்களிலிருந்து தொகுத்துப் பெற்ற அம்மோனியம் சயனேட் NH_4CNO என்ற சேர்மத்திலிருந்து யூரியாவைச் சோதனைச் சாலையில் தயாரித்தபோது உயிர்ச்சக்திக் கொள்கை அதன் முதல் தோல்வியைக் கண்டது. விலங்குகளுக்கு மிகவும் அவசியமான யூரியா சந்தேகத்திற்கு இடமின்றி ஒரு கரிமப் பொருளாகும். உயிர்ச் சக்திக் கொள்கைப்படி யூரியாவைத் தயாரிக்க 'உயிர்ச் சக்தி' அவசியமாகும். இப்போது யூரியா சோதனைச் சாலையில் செயற்கை முறையில் தயாரிக்கப்பட்டுள்ளது. இருப்பினும், ஹோலரின் கண்டுபிடிப்புக்கு அதிக முக்கியத்துவம் தரப்படாமல் உயிர்ச் சக்திக் கொள்கைதான் பரவலாக அறிவியலாளர்களிடம் காணப்பட்டது.

ஃபிரான்ஸ் நாட்டு வேதியியலாளர் பெர்த்தலாட், பல எளிய கரிமச் சேர்மங்களையும் (கார்போஹைட்ரேட்டுகள், ஆல்கஹால்) உருஷிய வேதியியலாளர் A. பட்லெரோவ், சாக்கரைடு தொகுதி யைச் சேர்ந்த ஒரு பொருளையும் தொகுப்பு முறையில் பெறுவதில் வெற்றிகண்ட பின்னர், சென்ற நூற்ருண்டின் மத்தியில்தான் வேதியியல் உயிர்ச்சக்திக் கொள்கையிலிருந்து விடுபட்டது. இது எந்தவித மறைமுகமான உயிர்ச்சக்தியும் நிலவி இருக்கவில்லை என்பதையும், கரிமச் சேர்மங்கள் உண்டாவது கனிமச் சேர்மங்கள்

உண்டாதலின் விதிமுறைகளின்படியே நிகழ்கிறது என்பதையும் நிரூபித்துவிட்டது.[1]

கரிமப் பொருள்கள் தொகுப்பு முறையில் பெறப்பட்ட பிறகு, கரிமப் பொருள்களுக்கும் கனிமப் பொருள்களுக்கும் இடையே இருந்து வந்த பாகுபாடு மறைந்தது. இருப்பினும், கரிமப் பொருள்கள் (அங்ககப் பொருள்கள்) என்ற பெயர் நிலவி வருகிறது. தற்போது இப் பெயர் கார்பனைக் கொண்டுள்ள எல்லாச் சேர்மங்களையும் பொதுவாகக் குறிக்கும். இச் சேர்மங்களில் பெரும்பாலானவை நுண்ணிமங்களில்கூடக் காணப் படுவதில்லை; ஆனால், சோதனைச் சாலையில் செயற்கை முறையில் பெறப்பட்டவைகளாகும்.

கரிமச் சேர்மங்களின் வேதியியல் செயல்களை முழுமையாகப் பாதிக்கும் அவற்றின் முக்கியப் பண்புகளுள் ஒன்றாக இருப்பது, அவற்றின் மூலக்கூறுகளில் உள்ள அணுப் பிணைப்புகளின் தன்மையாகும். பெரும்பாலான சேர்மங்களில் இப் பிணைப்புகள் மேலோங்கிய அணுத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன. இதன் காரணமாகத்தான் கரிமச் சேர்மங்கள் ஒரு விதியைப் போல, அயனியாவதில்லை; ஒன்றோடு ஒன்று வினைபுரிவது மிகவும் மெதுவாக நடைபெறுகிறது. ஆனால், கரைசலில் மின்பகு பொருள் களிடையே வினைகள் உடனடியாக நிகழ்கின்றன. கரிமப் பொருள் களிடையே நிகழும் எந்த ஒரு வினையும் முடிவடைவதற்கு பல மணிகளோ அல்லது சில சமயங்களில் பல நாள்களோ ஆகின்றன. இதனால்தான் கரிம வேதியியலில் பல்வேறு வினைவேக மாற்றிகள் மிகவும் முக்கியத்துவம் உடையவைகளாக உள்ளன.

கரிமச் சேர்மங்களின் மற்றொரு குறிப்பிடத் தகுந்த பண்பாக இருப்பது, அவற்றைக் காற்றில்லாத சூழ்நிலையில் சூடு செய்யும் போது அவை பெரிதும் மாற்றமடைந்து முழுமையாகப் புதுப் பண்புகளைக் கொண்ட புதுப் பொருள்களை உண்டாக்குவதாகும். மாறாக, ஆக்ஸிஜன் அல்லது ஆக்ஸிஜனேற்றியின் முன்னிலையில் சூடு செய்தால், கரிமப் பொருள்கள் எரிந்து, அவற்றிலுள்ள கார்பன், கார்பன் டை ஆக்ஸைடாகவும், ஹைட்ரஜன் நீராகவும் மாற்றப்படுகின்றன; நைட்ரஜன் பொதுவாகத் தனிநிலையில் வெளிவிடப்படுகிறது. இப் பண்பு, கரிமச் சேர்மங்களில் அடங்கி

[1] இருப்பினும் இதிலிருந்து உயிருடைய நுண்ணுயிர், இயற்பு வேதியியல் விதிகளினால் முழுமையாக நிர்ணயிக்கப்படும் ஓர் அமைப்பு என்று கூற முடியாது. உயிருடைய நுண்ணிமங்களில் நிகழும் உயிர் சார்ந்த வினைகள் எல்லாம் உயர்ந்தனவாகவும் பொருளினுடைய இயக்கத்தின் மிகச் சிக்கலான வடிவங் களாகவும் உள்ளன. இவற்றை இயல்பு மற்றும் வேதியியலில் காணும் பொருளி னுடைய இயக்கத்தின் வடிவங்களாக முழுமையாக மாற்ற முடியாது.

யுள்ள தனிமங்களைப் பகுத்தாய்வதற்கு ஒரு வசதியான முறையை வகுக்கிறது. கரிமச் சேர்மத்தைக் காற்றில் எரித்துக் கிடைக்கும் கார்பன் டைஆக்ஸைடு மற்றும் நீரின் அளவுகளிலிருந்து முறையே கார்பன் மற்றும் ஹைட்ரஜனின் அளவுகள் கணக்கிடப்படுகின்றன. வெளிவிடப்படும் நைட்ரஜன் நேரிடையாக அளக்கப்படுகிறது. ஆக்ஸிஜனின் அளவைத் தெரிந்து கொள்வதற்கு எடுத்துக் கொண்ட பொருளின் எடைக்கும் அப் பொருளிலுள்ள பிற தனிமங்களின் எடைக்கும் உள்ள வித்தியாசம் கணக்கிடப்படுகிறது.

கரிமப் பொருளின் பகுப்பாய்வு புள்ளி விவரங்களைக் கொண்டும் மற்றும் அதன் மூலக்கூறு எடையை நிர்ணயித்தும் அதன் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை வருவிக்கலாம். இருப்பினும், கனிமச் சேர்மங்களுக்கு மாறாக, கரிமப் பொருளின் மூலக்கூறு வாய்பாடு அதன் தன்மையையோ அல்லது அதன் பண்புகளையோ தெரிவிப்பதில்லை. இதற்குக் காரணம் பல்வேறு கரிமச் சேர்மங்கள் ஒத்த இயைபையும் ஒத்த மூலக்கூறு எடையையும் பெற்று வெவ்வேறு இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளுடன் காணப்படுவதேயாகும். எடுத்துக்காட்டாக, ஈத்தைல் ஆல்கஹால், டைமீத்தைல் ஈத்தர் ஆகிய இரண்டினுடைய இயைபுகளையும் ஒத்த மூலக்கூறு வாய்பாடு, C_2H_6O கொண்டு தெரிவித்த போதிலும் அவை இரண்டும் வெவ்வேறான பொருள்களே. ஈத்தைல் ஆல்கஹால் 78°C கொதிநிலையுடைய ஒரு நீர்மம். எல்லா விகிதங்களிலும் நீருடன் கலக்கிறது. ஆனால், டைமீத்தைல் ஈத்தர் ஒரு வாயு; நீரில் பெரும்பாலும் கலப்பதில்லை. இவ்விரண்டின் வேதியியல் பண்புகளிலும் ஒற்றுமை காண்பது மிகக் குறைவே.

கரிமச் சேர்மங்களிடையே மிகவும் பொதுவாகக் காணப்படும் இந்த இயற்பாடு **ஐசோமெரிசம்** எனப்படும். ஒத்த மூலக்கூறு வாய்பாடையும் வேறுபட்ட பண்புகளையும் பெற்றுள்ள பொருள்களை **ஐசோமெர்கள்** என்கிறோம்.

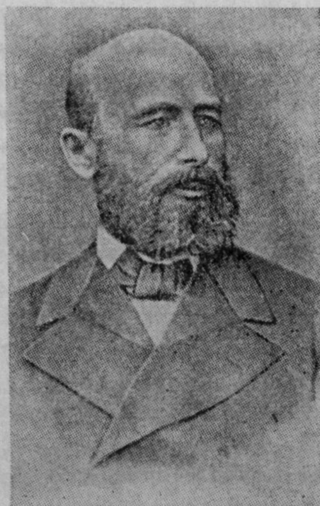
158. வேதியிய அமைப்புக் கொள்கை

ஐசோமெரிசத்தின் பல்வேறு வகைகள், சென்ற நூற்றாண்டில் அறுபது முதலான ஆண்டுகளில் A. பட்லெரோவ்வினால் கண்டு பிடிக்கப்பட்ட கரிமச் சேர்மங்களின் அமைப்புக் கொள்கை கொண்டு விளக்கப்படுகின்றன.

அலெக்சாண்டர் மிக்கைலோவிச் பட்லெரோவ் 1828-ல் கசான் கபெர்னியாவிலுள்ள கிஸ்டோபல் நகரத்தில் பிறந்தவர். இவர் 1849-ல் கசான் பல்கலைக் கழகத்தில் பட்டப் படிப்பை முடித்தார். இங்கு உருஷிய வேதியியலாளர்கள் K. கிலாயஸ் மற்றும் N. சினின் ஆகியவர்களிடம் இவர் கற்றறிந்தார்.

பட்டப் படிப்பு முடிந்த பின் பட்லெரோவ் பல்கலைக் கழகத்தைவிட்டு நீங்கிப் பேராசிரியராக ஆவதற்காகத் தம்மைத் தகுதியுடையவராகச் செய்து கொண்டார். விரைவில் வேதியியல் சொற்பொழிவுகளை ஆற்றவும் தொடங்கினார். 1851-ல் இவர் 'கரிமச் சேர்மங்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைதல்' பற்றிய ஒரு ஆராய்ச்சிக் கட்டுரையை வெளியிட்டார். இதற்காக இவருக்கு முதுநிலைமாஸ்டர் பட்டம் வழங்கப்பட்டது. இவர் மேலும் 1854-ல் 'ஈத்தர் எண்ணெய்கள்' பற்றிய ஒரு கட்டுரையை வழங்கியபோது இவர் டாக்டர் பட்டத்துக்குச் சேர்த்துக் கொள்ளப்பட்டார். அதே வருடத்தில் கசான் பல்கலைக் கழகத்திற்குப் பேராசிரிய ராகவும் தேர்ந்தெடுக்கப்பட்டார். இங்கு இவர் 20 ஆண்டுக்காலம் பணிபுரிந்தார்.

மே 1868-ல் D. மெண்டலீஃபின் ஆலோசனைப்படி, பீட்டர்ஸ்பர்க் பல்கலைக் கழகத்தின் அவை, பட்லெரோவ்வை வேதியியல் பேராசிரியராகத் தேர்ந்தெடுத்தது. இதற்குப் பிறகு இவருடைய முழு அறிவியல் மற்றும் ஆசிரியத் தொழிலுக்குரிய பணிகள் பீட்டர்ஸ்பர்க் பல்கலைக்கழகத்துக்குப்பயனுடையவையாக இருந்தன. இவருடைய மிகச் சிறந்த அறிவியல் தகுதி காரணமாக 1871-ல் இவர் ஒரு சிறந்த அறிவியல் நிபுணராகத் தேர்ந்து எடுக்கப்பட்டார். 1874-ல் உருஷிய அறிவியல் அகாடமிக்கு ஒரு முழு உறுப்பினராகவும் இருந்தார்.



அலெக்சாண்டர் மிக்கைலோவிச் பட்லெரோவ் (1828-1886)

பட்லெரோவ் அறிவியல் செயல்களில் அவரது ஆரம்ப காலந் தொட்டே ஒரு திறமை வாய்ந்த செயல் வீரராக இருந்துள்ளார். வியப்பிற்குரிய பல தொகுப்புச் சேர்மங்களை, முக்கியமாக **மீத்தைல்னிட்டன்** என்று அவரால் அழைக்கப்பட்ட முதல் செயற்கை சாக்கரைடு பொருளையும் மற்றும் மருத்துவத்தில் பரவலாகப் பயன்படும் **யுட்ரோப்பின்** என்ற சேர்மத்தையும் தொகுப்பு முறையில் தயாரித்த பெருமை இவரைச் சாரும்.

பட்லெரோவ்வின் விரிந்த அறிமுறைக் கொள்கையும் அறிவியல் ஊகமும் அவரது செயல் திறமைக்கு உறுதுணையாக இருந்தன. இவர் இளைய அறிவியலாராக இருந்தபோதே அறிவியல் வேதியியலைப் பற்றிப் பல சிறந்த துணிச்சலான கருத்துகளைத் தெரிவித்துள்ளார். சான்ருக, வாய்பாடுகள் கொண்டு மூலக்கூறுகளின் அமைப்பு மற்றும் அவற்றில் அணுக்களுக்கிடையே காணப்படும் பிணைப்புகளைத் தெரிவிக்கலாம் என்று இவர் வெளியிட்ட கருத்தை இங்குக் குறிப்பிடலாம். அச்சமயத்தில் பல வேதியியலாளர்கள் மூலக்கூறின் அமைப்பை நுணுகி அறிவதற்கு அறிவியலால் முடியாது என்று கருதினர்; ஆனால் கரிமச் சேர்மங்களின் வேதிவினைகளைப் பற்றி ஆய்ந்தறிந்து, வாய்பாடுகள் மூலம் அவற்றின் மூலக்கூறுகளின் அமைப்பைத் தெரிவிக்க முடியும் என்று பட்லெரோவ் உறுதியாகக் கூறினர்.

1861-ல் வெளிநாட்டில் ஜெர்மன் அறிவியலாளர்கள் மற்றும் இயற்பியல் நிபுணர்கள் குழுமியிருந்த ஒரு சிறப்பு அவையில் 'பொருள்களின் வேதியியல் அமைப்பு' பற்றிப் பேசும்போது கரிம வேதியியலின் எதிர்காலம் பற்றி முன்கூட்டியே அறிவித்தார். கசான் திரும்பியதும், இவருடைய அறிமுறைக் கருத்துகளை நிரூபணம் செய்வதற்காக விரிவான முறையில் ஆராய்ச்சி செய்தார்.

1862-63-ல் பட்லெரோவ் 'முழுமையான கரிம வேதியியலுக்கான அறிமுகம்' என்ற தலைசிறந்த நூலை எழுதினர். இந்நூலில், வேதியியல் அமைப்புக் கொள்கையிலிருந்து வருவிக்கப்பட்ட முழுமையான அறிவியல் வகைப்பாட்டின் அடிப்படையில் கரிம வேதியியலைப் பற்றிய பல கருத்துகளின் முழுத் தொகுப்பை வரிசைப் படுத்தியிருந்தார். ஆழ்ந்த அறிவியல் ஞானம், கருத்துகளை வெளிப்படுத்தும் தெளிவு, மற்றும் புதிய கருத்துகளின் செறிவு ஆகியவற்றில் பட்லெரோவ்வின் 'அறிமுகம்' மெண்டலீஃபின் 'வேதியியலின் தத்துவங்களை' ஒத்துள்ளது. இவர் நூலில் பயன்படுத்தப்பட்ட கரிமச் சேர்மங்களின் வகைபாடு பற்றிய சிறப்புக் கருத்துகள் இன்றும் மாருமல் இருந்து வருகின்றன.

பட்லெரோவ்வினுல் வளர்க்கப்பட்ட மாணக்கர்கள் அடங்கிய திறமை வாய்ந்த ஒரு குழு அவரது கருத்துக்களை மேலும் வளரச் செய்தது. V. மார்கோனிகோவ், A. ஃபாவோர்ஸ்கி மற்றும் பலர் இவரது மாணக்கர் குழுவிலிருந்து வந்தவர்களேயாவர்.

அறிவியலின் வளர்ச்சிக்காகப் பட்லெரோவ் ஆற்றிய பணிகள் மற்றும் அவருடைய செயல்களின் முக்கியத்துவம் பற்றி, பீட்டர்ஸ்

பர்க் பல்கலைக் கழகத்தின் கரிம வேதியியல் பேராசிரியராக அவர் நியமிக்கப்பட்டபோது மெண்டலீஃப் மிகச் சிறந்த முறையில் விவரித்துள்ளார். 'புகழ் வாய்ந்த உருஷிய அறிவியலாளர்களில் ஒருவரான A. பட்லெரோவ் கசான் பல்கலைக் கழகத்தின் பேரா சிரியராவர். அறிவியல் படிப்பிலும் செயல் திறத்திலும் அவர் உருஷியக் குடிமகனவர். புகழ்வாய்ந்த அகாடெமிஷியன் N.ஜினின் அவர்களுடைய மாணவர். இவர் வேதியியல் நிபுணரானது வெளி நாடுகளில் அல்ல; கசானில் தனிப்பட்டமுறையில் வேதியியப் பள்ளியை நடத்தி வரும் இவர் வேதியியல் நிபுணரானதும் அங்குதான். பட்லெரோவ்வின் அறிவியல் செயல்கள், அவ ருடைய முன்னோடிகளைத் தொடர்ந்து செய்யப்பட்டவையோ அல்லது அவர்களினுடைய கருத்துகளின் விரிவாக்கமோ அல்ல; முழுவதும் அவருடைய கருத்துகளே. பட்லெரோவ்வின் எண்ணங்கள் மற்றும் அவரது செயல் திறம் பற்றி வேதியியல் நன்கு அறியும்.'

பட்லெரோவ்வினுடைய கொள்கையின் சாரம், பொருள் களின் பண்புகள் முன்னர் கருதியபடி அவற்றின் அளவு மற்றும் குணம் சார்ந்த இயைபைப் பொறுத்திருக்கவில்லை; ஆனல், அவற்றின் அக மூலக்கூறு அமைப்பு மற்றும் மூலக்கூறை உரு வாக்கும் அணுக்கள் பிணைக்கப்பட்டுள்ள விதம் ஆகியவற்றைப் பொறுத்துள்ளது என்ற பட்லெரோவ்வின் விளக்க உரையில் அவரது கொள்கையின் சாரம் அடங்கியுள்ளது. பட்லெரோவ் இந்த அக அமைப்பை 'வேதியியல் அமைப்பு' என்றழைத்தார்.

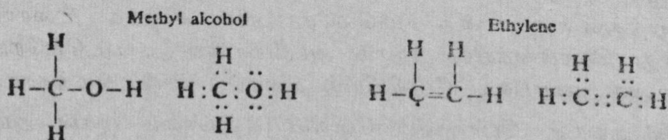
'சிக்கலான பொருளின் வேதியியத் தன்மை அதன் அடிப் படை இயைபுப் பகுதிகளினலும், இவற்றின் அளவு மற்றும் வேதியியல் அமைப்பினலும் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது' என பட்லெரோவ் எழுதியுள்ளார்.

அணுக்கள் அவற்றின் இணைதிறன்களின் அடிப்படையில் ஒரு குறிப்பிட்ட முறையில் வேதியியக் கூடுகையில் பங்கு பெறும் போது, அவற்றிற்குரிய 'வேதியிய அளவு' சிறிதளவு மாறும் வகையில் ஒன்று மற்றென்றைப் பாதிக்கிறது என்ற பட்லெ ரோவ்வின் கருத்து இங்குக் குறிப்பிடத்தக்கதாகும். 'ஒரே தனிமம் பல்வேறு தனிமங்களுடன் கூடும்போது வெவ்வேறு வகை வேதியியத் திறனைக் காட்டுகிறது' என பட்லெரோவ் எழுதி யுள்ளார். இக் காரணத்தினல்தான் மூலக்கூறுகளின் அக அமைப்பில் நிகழும் மாற்றங்கள் சீரான முறையில் புதிய பண்புகளைத் தோற்றுவிக்கின்றன.[1]

[1] மூலக்கூறை உருவாக்கும் அணுக்கள் ஒன்றை ஒன்று பாதிக்கச் செய்கின் றன என்ற பட்லெரோவ்வின் கருத்தை அவரது மாணவரும் மாஸ்கோ பல்கலைக் கழகப் பேராசிரியருமான V. மார்க்கோனிகோவ் விரிவாக்கினர்.

மூலக்கூறுகளின் வேதியியல் அமைப்பு பற்றிய பட்லெரோவ்வின் கொள்கை கரிம வேதியியலின் அறிமுறை அடிப்படையாக உள்ளது. இது, கார்பன் சேர்மங்களைக் கொண்ட காட்டிலே, சேர்மங்களின் வேதியியப் பண்புகளை ஆய்ந்தறிந்து அவற்றின் மூலக்கூறுகளினுடைய அமைப்பை நிர்ணயிப்பதற்கும், மூலக்கூறு அமைப்பைக் கொண்டு பொருள்களின் பண்புகளை முன்கூட்டி அறிவிப்பதற்கும், தேவைப்படும் பொருளைத் தொகுப்பு முறையில் தயாரிப்பதற்கான முறைகளை வகுப்பதற்கும் ஒரு வேதியியலாளருக்கு வழி காட்டுகிறது.

வேதியியல் அமைப்புக் கொள்கை கண்டுபிடிக்கப்பட்டு ஒரு நூறு ஆண்டுகள் கடந்துவிட்ட போதிலும் அதன் அடிப்படைக் கருத்துகள் ஏதும் மாறுமல் மேலும் வலுப்பெற்று ஓங்கித்தான் காணப்படுகின்றன. முக்கியமாக, மூலக்கூறுகள் எலெக்ட்ரான் அமைப்புப் பற்றிய தற்காலப் புள்ளி விபரங்கள் பட்லெரோவ் கொள்கையின் அடிப்படையில் பெறப்பட்ட எல்லா முடிவுகளையும் முழுமையாக நிரூபிக்கின்றன. அதே சமயத்தில் அவரது ‘இணை திறன் கோடுகள்’ பிணைக்கப்பட்ட அணுக்களுக்குப் பொதுவான எலெக்ட்ரான் இணைகளாக மாறிவிட்டன.



சாதாரண வாய்பாடு எலெக்ட்ரான் வாய்பாடு சாதாரண வாய்பாடு எலெக்ட்ரான் வாய்பாடு

சாதாரண அமைப்பு வாய்பாடுகளைப் பயன்படுத்தும்போது ஒவ்வொரு இரண்டு அணுக்களை பிணைக்கும் ‘இணை திறன் கோடும்’ ஒரு பொதுவான எலெக்ட்ரானைக் குறிக்கிறது என்பதைமனத்தில் வைத்துக் கொள்ளவேண்டும்.

159. கரிமச் சேர்மங்களின் வகைபாட்டின் அடிப்படைக் கருத்துகள்

கரிமச் சேர்மங்களை வகைப்படுத்தும் தற்கால முறை கீழ்க் கண்ட தத்துவங்களின் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளது :

1. மூலக்கூறுகளில் அணுக்கள் ஒன்ருேடு ஒன்று ஒரு குறிப்பிட்ட முறையில் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. இம்முறையில்

ஏதாவது மாற்றம் நிகழ்ந்தால் புதிய பண்புகளைக் கொண்ட புதிய பொருள் உண்டாகிறது.

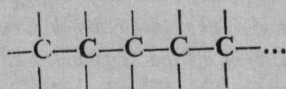
2. அணுக்கள் அவற்றின் இணைதிறன்களின் அடிப்படையில் கூடுகின்றன. மூலக்கூறிலுள்ள எல்லா அணுக்களின் இணைதிறன்கள் தங்களுக்குள்ளாக பூரிதம் அடைகின்றன. மூலக்கூறுகளை உருவாக்கும் அணுக்களில் பயன்படாத நிலையில் இணைதிறன்கள் காணப்படுவதில்லை.

3. பொருள்களின் பண்புகள் அவற்றின் 'வேதி அமைப்பு' அதாவது, அவற்றின் மூலக்கூறுகளில் உள்ள அணுக்களின் அமைவு முறை மற்றும் அவற்றிற்கிடையே உள்ள இடையீட்டுச் செயல் தன்மை ஆகியவற்றைச் சார்ந்துள்ளது. நேரிடையாகப் பிணைக்கப்பட்டுள்ள அணுக்களில் ஒன்று மற்றொன்றைவெகுவாகப் பாதிக்கிறது. ஆகவே, ஒத்த அணுத் தொகுதியைக் கொண்ட மூலக்கூறுகள் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன.

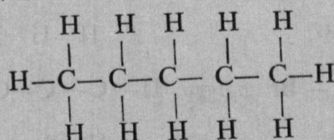
4. கார்பன் ஒரு நான்கிணைதிறன் தனிமம். ஒவ்வொரு கார்பனும் நான்கிணைதிறன் அலகுகளைக் கொண்டுள்ளது. இவற்றின் மூலமாகக் கார்பன் அணு H, Cl, OH, NO_2, NH_2 போன்ற பிற அணுக்கள் அல்லது அணுக்களின் தொகுதிகளுடன் கூடுகிறது.

5. கார்பன் அணுக்கள் ஒன்றோடு ஒன்று கூடி அணு சங்கிலி அல்லது ஒரு மூலக்கூறின் **கார்பன் கூட்டை** உண்டாக்கவல்லனவாக உள்ளன.

கார்பன் அணுக்களின் இணைதிறன் பிணைப்புகளை நேர்கோடுகள் மூலம் தெரிவித்தும், மனத்தில் இக்குறியீட்டின் இயற்பியல் கருத்தை வைத்துக் கொண்டும் எளிய சங்கிலி ஒன்றைக் கீழ்க் கண்டவாறு காட்டலாம்:

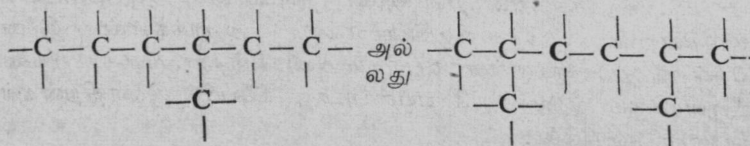


பங்கு பெருமல் உள்ள இணைதிறன்கள் பிற அணுக்கள் அல்லது அணுத் தொகுதிகளுடன் கூடுவதற்குப் பயன்படுத்தப் படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு:

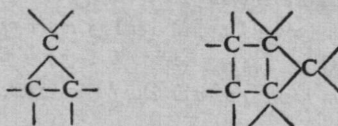


பென்டேன், ஒரு ஹைட்ரோகார்பன்

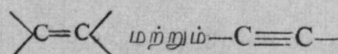
சங்கிலிகள் மேற்காட்டியது போல **எளிதாக** இருக்கலாம்; அல்லது **கிளையுடையதாக** இருக்கலாம். எடுத்துக்காட்டு:



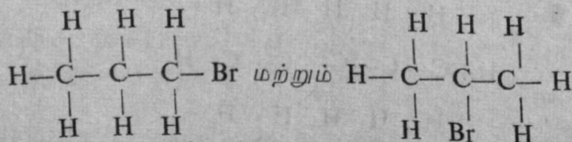
சங்கிலிகள் மேற்காட்டியபடி **திறந்து** இருக்கலாம் அல்லது மூடி இருக்கலாம். பின்னதில் ஒரு **வளையம்** உண்டாகுமாறு கார்பன் அணுக்கள் பிணைக்கப்பட்டு இருக்கின்றன.



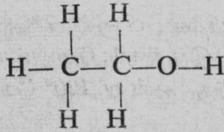
இவ் வளையங்கள் திறந்த சங்கிலிகளுடன் மற்றும் பிற வளையங்களுடன் கூடலாம். மேலும், இரண்டு கார்பன் அணுக்களிடையே ஓர் இணைதிறன் அலகுக்குப் பதிலாக இரண்டு அல்லது மூன்று இணைதிறன் அலகுகள் பயன்படுத்தப்படலாம். இதனால் **இரட்டை** அல்லது முப் பிணைப்புகளைக் கொண்ட சங்கிலிகள் உண்டாகின்றன. அவற்றுள் எளியவற்றைக் கீழ்க்கண்டவாறு காட்டலாம்.



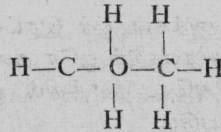
ஒத்த எண்ணிக்கையில் கார்பன் அணுக்களைக் கொண்ட வெவ்வேறு சங்கிலிகள் உண்டாவது மற்றும் ஒத்த இயைபைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளில் பிற அணுக்கள் வெவ்வேறு இடங்களில் காணப்படுவது ஆகியவை கரிமச் சேர்மங்களிடையே காணப்படும் பல்வேறு வகை ஐசோமெரிச இயற்பாட்டிற்குக் காரணம் காட்டுவதாக உள்ளன. எடுத்துக்காட்டிற்காக, ஐசோமெரிச சேர்மங்களின் இரு இணைகளினுடைய அமைப்பு வாய்பாடுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.



புரொப்பைல் புரோமைடின் ஐசோமெர்கள் C_3H_7Br

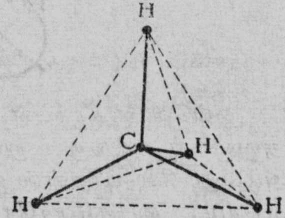


ஈத்தைல் ஆல்கஹால் C_2H_6O



மீத்தைல் ஈத்தர் C_2H_6O

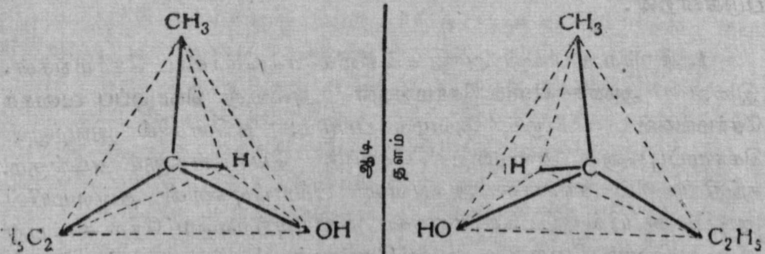
அணுக்கள் வெவ்வேறு முறையில் பிணைக்கப்படுவதால் மட்டும் ஐசோமெரிசம் உண்டாவதில்லை; அணுக்கள் புறவெளியில் அமைந்துள்ள வேற்றுமைகளினாலும் ஐசோமெரிசம் உண்டாகிறது. அணுக்களின் சகப் பிணைப்புகள் புறவெளியில் ஒரு குறிப்பிட்ட திசையைப் பெற்றுள்ளன. கார்பன் அணு எளிய பிணைப்புகளை உண்டாக்கும்போது அவை ஒன்றிற்கு ஒன்று 109° 28' கோண அளவில் உள்ளன; இதனால் கார்பன் ஒரு நான்முகியின் மையத்தில் இருப்பது போலவும் அத்துடன் கூடிய அணுக்கள் அதன் நான்கு மூலைகளில் இருப்பது போலவும் காணப்படும்.



படம் 100
மீத்தேன் மூலக்கூறின் நான்முக மாதிரி.

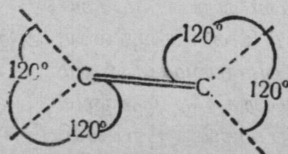
படம் 100 கார்பன் மற்றும் ஹைட்ரஜனின் எளிய சேர்மமான மீத்தேனின் ஒரு நான்முக வடிவத்தைக் காட்டுகிறது.

கார்பன் அணுவுடன் நான்கு வெவ்வேறு அணுக்களோ அல்லது நான்கு வெவ்வேறு அணுத் தொகுதிகளோ கூடுமாயின், படம் 101-ல் காட்டியிருப்பது போல் இரண்டு வெவ்வேறு உருவமைப்புகளைக் கொண்ட மூலக்கூறுகள் இருப்பதற்கு வழி உண்டாகிறது. இங்குக் காட்டப்பட்டுள்ள இந்த இரு மாதிரிகளைப் புறவெளியில் ஒன்றின் மேல் ஒன்றைப் பொருந்தும்படிச் செய்ய முடியாது. இவை சில இயற்பியல் பண்புகளில் வேறுபட்டிருக்கும் பொருளினுடைய மூலக்கூறுகளின் உருவமைப்புகளைக் குறிக்கும். இங்கு ஒன்று மற்றொன்றின் ஆடி உருவமாக இருப்பதைக் காணலாம்.

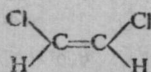


படம் 101.
ஈரிணைய n-பியூட்டைல் ஆல்கஹால் மூலக்கூறுகளின் நான்முக மாதிரி.

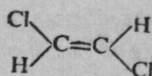
கார்பன் அணுக்கள் ஓர் இரட்டைப் பிணைப்பினால் பிணைக்கப் பட்டால், அவையிரண்டும் ஒரே தளத்தில் இருக்கும்; மேலும் மற்ற பிணைப்புகளும் அதே தளத்தில் ஒன்றிற்கு ஒன்று 120° கோண அளவில் காணப்படும்.



ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவுடனும் இரண்டு வெவ்வேறு அணுக்கள் அல்லது உறுப்புகள் கூடுமாயின் வடிவ (geometrical) அல்லது சிஸ்-டிரான்ஸ் ஐசோமெரிச இயற்பாடு உண்டாவதற்கு முடியும். டைகுளோரோ-எத்திலீன் இதற்கு ஓர் எடுத்துக் காட்டாகும்.



சிஸ்-டை குளோரோ எத்திலீன்



டிரான்ஸ்-டை குளோரோ எத்திலீன்

ஐசோமெர்களின் ஒன்றினுடைய மூலக்கூறுகளில் இரண்டு குளோரின் அணுக்களும் இரட்டைப் பிணைப்பு அச்சிற்கு ஒரே பக்கத்தில் உள்ளன; ஆனால் மற்றதின் மூலக்கூறுகளில் அவை வெவ்வேறு பக்கங்களில் உள்ளன. முதல் உருவமைப்பு **சிஸ்-உருவமைப்பு** என்றும், இரண்டாவது **டிரான்ஸ்-உருவமைப்பு** என்றும் அழைக்கப்படும். சிஸ்-மற்றும் டிரான்ஸ்-ஐசோமெர்கள் இயற்பு மற்றும் வேதியியப் பண்புகளில் வேறுபடுகின்றன.

கரிமச் சேர்மங்களின் கார்பன் சங்கிலிகளின் அமைப்பின்படி, கரிமச் சேர்மங்கள் மூன்று பெரிய தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப் படுகின்றன.

1. திறந்த கார்பன் அணு சங்கிலிகளைக் கொண்ட சேர்மங்கள். இவை **அசைக்கிளிக் சேர்மங்கள்** அல்லது **கொழுப்பு வகைச் சேர்மங்கள்** என்றும் அழைக்கப்படும்; ஏனெனில் இவற்றுள் கொழுப்புகளும் அவற்றைச் சேர்ந்த பொருள்களும் அடங்கும். சங்கிலிகளில் கார்பன் அணுவின் பிணைப்புகளின் தன்மையின் அடிப்படையில் இச் சேர்மங்களை நிறைவுற்றஹைட்ரோ கார்பன் கள் என்றும் நிறைவுறா ஹைட்ரோகார்பன்கள் என்றும் வகைப் படுத்தலாம். முன்னவை மூலக்கூறுகளில் ஒற்றைப் பிணைப்பைக்

கொண்டுள்ளன; பின்னவை மூலக்கூறுகளில் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட கார்பன் அணுக்களிடையே இரட்டைப் பிணைப்பு அல்லது முப்பிணைப்பைக் கொண்டுள்ளன.

2. மூடிய கார்பன் அணு சங்கிலிகளைக் கொண்ட சேர்மங்கள் அல்லது **கார்போசைக்கிளிக் சேர்மங்கள்.** இவை இரண்டு உப தொகுதிகளில் அடங்கும்.

(a) **அரோமேட்டிக் வகைச் சேர்மங்கள்:** ஒற்றைப் பிணைப்பு மற்றும் இரட்டைப் பிணைப்புகளை ஒன்று மாற்றி ஒன்று இருக்கும் படியான அமைப்புடன் 6 கார்பன் அணுக்களைக் கொண்ட வளையங்களையுடைய மூலக்கூறுகளை இவை பெற்றிருக்கும்; இது போன்ற வளையம் பென்சீன் மூலக்கூறில் உள்ளது. இதனை **பென்சீன் வளையம்** என்கிறோம்.

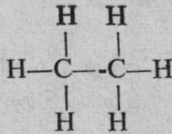
(b) **அலிசைக்கிளிக் சேர்மங்கள்:** இவை எஞ்சிய எல்லா கார்போசைக்கிளிக் சேர்மங்களைக் குறிக்கும். இவ்வகைச் சேர்மங்கள் இவற்றின் வளையங்களில் வெவ்வேறு எண்ணிக்கையில் கார்பன் அணுக்களைப் பெற்றுள்ளன; மேலும் இவற்றிற்கு இடையே வெவ்வேறு வகைப் பிணைப்புகள் காணப்படுகின்றன.

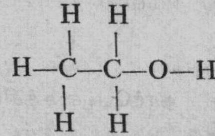
3. **ஹெட்ரோசைக்கிளிக் சேர்மங்கள்:** இவ்வகைச் சேர்மங்களின் வளையங்களில் கார்பன் அணுக்களோடு பிற தனிமங்களின் அணுக்களும் (ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன், சல்ஃபர்) காணப்படுகின்றன.

கரிமச் சேர்மங்களை வகைப்படுத்தும்போது, ஹைட்ரோ கார்பன் வகையைச் சேர்ந்த பொருள்களை, அதாவது கார்பன் மற்றும் ஹைட்ரஜனை மட்டும் கொண்டுள்ள சேர்மங்கள் அடிப் படைப் பொருள்களாக எடுத்துக் கொள்ளப்படுகின்றன.[1] பிற எல்லாச் சேர்மங்களும் ஹைட்ரோ கார்பன்களின் மூலக்கூறு களிலிருந்து பகுதியளவு அல்லது எல்லா ஹைட்ரஜன் அணுக் களையும் பிற அணுக்கள் அல்லது அணுத் தொகுதிகளினால் பதிலீடு அடையச் செய்வதால் பெறப்படுபவைகளாகும். எடுத்துக் காட்டாக, ஹைட்ரோ கார்பன்களின் மூலக்கூறுகளிலுள்ள ஹைட் ரஜன் அணுக்களை ஹைட்ராக்ஸைடு தொகுதிகளினால் பதிலீடு பெறச் செய்தால் ஆல்கஹால்கள் கிடைக்கின்றன. எனவே

[1] ஹெட்ரோசைக்கிளிக் சேர்மங்களின் வளையங்களில் கார்பன் ஹைட்ரஜனோடு பிற தனிமங்களும் உள்ளன.

ஆல்கஹால்களை ஹைட்ரோ கார்பன்களின் ஹைட்ராக்சி பெறுதிகள் எனக் கூறலாம். எடுத்துக்காட்டு,



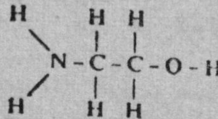


ஈத்தேன், ஒரு ஹைட்ரோகார்பன் ஈத்தைல் ஆல்கஹால் அல்லது எத்தனல்

ஒரே வகையைச் சேர்ந்த பொருள்களின் வேதியப்பண்புகளுக்குக் காரணமான அணுக்களின் தொகுதிகள் **பண்பு காட்டும் தொகுதிகள்** (functional groups) எனப்படும். ஆல்கஹால்களின் பண்பு காட்டும் தொகுதி ஹைட்ராக்சில் உறுப்பாகும்.

நைட்ரோசேர்மங்களின் பண்பு காட்டும் தொகுதி NO_2 தொகுதி (நைட்ரோ தொகுதி) ஆகும்; ஓரிணைய அமீன்களுக்கு NH_2 தொகுதி (அமினோ தொகுதி) பண்புகாட்டும் தொகுதியாகும்.

ஒரு பொருளின் மூலக்கூறில் பல வேறுபட்ட பண்பு காட்டும் தொகுதிகள் இருப்பின் அப்பொருளைக் **கலந்த பண்பு காட்டும் தொகுதி சேர்மம்** என்கிறோம். இதற்கு ஒரு எடுத்துக்காட்டு அமினோ ஆல்கஹால் வகையைச் சேர்ந்த அமினோ எத்தனல் ஆகும்.



அமினோ ஆல்கஹால்கள் அமீன்கள் மற்றும் ஆல்கஹால்களுக்குரிய இரண்டுவகைப் பண்புகளையும் பெற்றிருக்கின்றன; ஆனால் பண்புகாட்டும் தொகுதிகள் ஒன்றை ஒன்று பாதிப்பதால் இரு வகைப் பண்புகளுமே சிறிது மாறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன.

கரிமப் பொருள்களின் வகைகள் மிக மிகப் பலவாகும்; ஆனால் இப்பொது வேதியியலில் மிகவும் முக்கியமானவைப் பற்றி மட்டுமே சுருக்கமாகக் கூற முடியும்.

160. நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்கள்

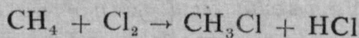
நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்களுக்கான எளிய சேர்மம் மீத்தேன் CH_4 ஆகும். இது ஒரு நிறமற்ற, இலேசான மணமற்ற

எரியும் வாயு; பெரிதும் நீரில் கரைவதில்லை. மீத்தேனின் கொதிநிலை–*161.6°C*; உறைநிலை—*182.5°C*.

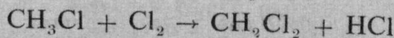
மீத்தேன் இயற்கையில் சிறிது அதிக அளவிலேயே காணப்படுகிறது. பூமியின் கோளத்தின் சில இடங்களிலிருந்து வெளிப்படும் **இயற்கை வாயுக்களில்** மீத்தேன் முக்கியமாகக் காணப்படுகிறது. மேலும் இது நிலக்கரி வாயுவின் முக்கிய கூறுகளில் ஒன்ருக (30%) உள்ளது.

தாவரங்களின் மிஞ்சிய பகுதிகள் காற்றில்லாத நிலையில் சிதைவதால், சதுப்பு நிலங்கள், குளங்கள், தேங்கிய நீர்க் குட்டைகள் ஆகியவற்றின் அடிப்பாகங்களிலிருந்து மீத்தேன் வெளிப்படுகிறது. இக்காரணத்திஞல் மீத்தேனை **சதுப்பு வாயு** என்றும் கூறுகிறேம். மேலும் நிலக்கரிச் சுரங்கங்களில் மீத்தேன் எப்போதும் சேகரமாகிக் கொண்டே இருக்கிறது. இங்கு இதனை **சுரங்க வாயு** அல்லது **ஈர தீ** (fire-damp) என்று கூறுவர். மீத்தேன் காற்றுடன் வெடிக்கலவையை உண்டாக்குவதால் சுரங்க ஆபத்துகளுக்கு ஒரு காரணமாக இருந்து வந்தது.

மீத்தேன் மூலக்கூறு மிகவும் நிலையானது. சாதாரண சூழ்நிலைகளில் மீத்தேன் குளோரினுடன், முக்கியமாக ஃபுளூரினுடன் தீவிரமாக வினைபுரிகிறது. குளோரினுடன் நடைபெறும் வினை ஒளியினல் முடுக்கப்படுகிறது; ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் குளோரினல் படிப்படியாக பதிலீடு அடைகின்றன.



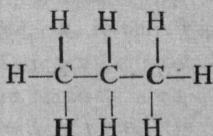
$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$$



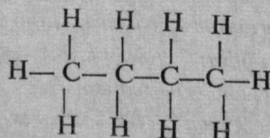
$$CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$

இவ்வினை **பதிலீட்டு வினை** (metalepsy or substitution) எனப்படும்.

மீத்தேனின் பண்புகளை ஒத்த பல ஹைட்ரோகார்பன்கள் உள்ளன. அவற்றுள் சில: ஈத்தேன் C_2H_6, புரொப்பேன் C_3H_8, பியூட்டேன் C_4H_{10} மற்றும் பிற. இச்சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகளில் கார்பன் அணுக்களிடையே உள்ள எல்லா பிணைப்புகளும் ஒற்றைப் பிணைப்புகளாகும்.

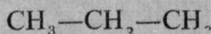


புரொப்பேன்

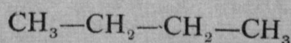


பியூட்டேன்

அல்லது

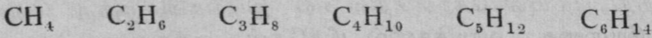


$CH_3—CH_2—CH_3$



$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$

மேற்கண்ட ஹைட்ரோகார்பன்களின் வாய்பாடுகளை அவற்றின் மூலக்கூறுகளில் உள்ள கார்பன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அதிகமாகும் வரிசையில் அமையும்படிச் செய்தால், நமக்குக் கீழ்க்கண்ட வரிசை கிடைக்கிறது:



CH_4 C_2H_6 C_3H_8 C_4H_{10} C_5H_{12} C_6H_{14}

மீத்தேன் ஈத்தேன் புரொப்பேன் பியூட்டேன் பென்டேன் ஹெக்சேன்

இவ் வாய்பாடுகளை ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால், வரிசையிலுள்ள ஒவ்வொரு சேர்மத்தையும் அடுத்துவரும் சேர்மம் தனக்கு முன்னிருப்பதைவிட ஒரு கார்பன் அணுவையும் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும் அதிகமாகப் பெற்றிருப்பது தெரியவரும். **ஒத்த வேதியியப் பண்புகளையும் ஒத்த அமைப்பையும் கொண்ட கரிமச் சேர்மங்களின் வரிசையில் ஒவ்வொரு சேர்மத்தையும் அடுத்துவரும் சேர்மம் அதற்கு முன்னிருப்பதைவிட ஒரு CH_2 தொகுதியில் வித்தியாசப் பட்டிருப்பின், அதுபோன்ற கரிமச் சேர்மங்களின் வரிசையைப் படிவரிசை (homological series) என்றும் அதிலுள்ள தனிப்பட்டச் சேர்மங்களைப் படிவரிசைச் சேர்மங்கள் என்றும் கூறுகிறோம்.** மேற்குறிப்பிட்ட ஹைட்ரோகார்பன்கள் **மீத்தேன்** அல்லது **நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்** படிவரிசையைச் சேர்ந்தவைகளாகும். இவற்றைக் குறைந்த வலுத்தன்மைக் காரணமாக பாரஃபின்கள் (லத்தீனில் parum affinis என்றால் குறைந்தக் கவர்ச்சியாற்றல்) என்றும் கூறுகிறோம். பிற கரிமச் சேர்மங்களையும் இதுபோன்ற படிவரிசைகளில் அடங்கும்படிச் செய்யலாம்.

படிவரிசைகள், இயற்கையின் முழுமையான விதிகளுக்கு, எடுத்துக்காட்டாக, அளவுப் பண்பாக மாறுதல் விதிக்கு ஒரு சிறந்த எடுத்துக்காட்டாகும். ஒரு ஹைட்ரோகார்பன் மூலக்கூறுடன் ஒரு கார்பன் மற்றும் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களைச் சேர்ப்பதால் அல்லது அவற்றை மூலக்கூறிலிருந்து பிரித்தெடுப்பதால், ஒரு முழுமையான புதிய பொருள் தோன்றுகிறது; இச் சேர்மம் படிவரிசையில் இதற்கு அடுத்துள்ள சேர்மங்களுடன் பெரிதும் பொதுவாக ஒத்திருந்த போதிலும், அவற்றிலிருந்து பண்பளவில் வேறுபடுகிறது. படிவரிசை சேர்மங்களிடையே பண்பளவில் காணப்படும் வேற்றுமைகள் முக்கியமாக அவற்றின் இயற்பிய பண்புகளில் ஓங்கி உள்ளன. நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன் படிவரிசையின் (CH_4—C_4H_{10}) குறைந்த எண்ணிக்கையுடைய கார்பனைக் கொண்டச் சேர்மங்கள் வாயுக்களாக உள்ளன; இவற்றின் மூலக்கூறு எடைகள் அதிகமாக இருக்கும் அளவிற்கு இவற்றின் கொதிநிலைகளும் அதிகமாக உள்ளன. படிவரிசையில்

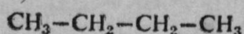
நடுவில் உள்ள சேர்மங்கள் (C_5H_{12}—$C_{16}H_{34}$) 20°C வரை நீர்மங்களாக உள்ளன; எஞ்சியவை திண்மங்களாகும்.

பாரஃபின் படிவரிசையைப் பற்றி நன்கு ஆய்ந்து அறிந்த தனிச் சிறப்பு C. ஸ்கார்லெம்மர் (1834-1892) என்ற ஜெர்மன் அறிவியலாரையேச் சாரும்.

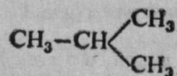
நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்கள் பெட்ரோலியம் மற்றும் பெட்ரோலியம் பொருள்களின் இயைபுப் பகுதிகளாக உள்ளன. பெட்ரோலியம் ஈத்தரில் C_5H_{12}—C_7H_{16} வரையான ஹைட்ரோகார்பன்களும்; கலோலினில் C_7H_{16}—C_9H_{20}-ம், மண்ணெண்ணெயில் $C_{10}H_{22}$—$C_{16}H_{34}$-ம் உள்ளன. சூரிய எண்ணெய் மற்றும் டீசல் எரிமமாகப் பயன்படும் பிற கனமான எண்ணெய்களும் ஹைட்ரோகார்பன்களின் கலவைகளாகும். இவற்றுள் சில 20 கார்பன் அணுக்கள் அளவிற்கு இவற்றின் மூலக்கூறுகளில் பெற்றுள்ளன. இவற்றைவிட இன்னும் கனமான ஹைட்ரோகார்பன்களில் கொழுப்பு எண்ணெய்கள் (greases) களிம்பு நெய் (vaseline) மற்றும் பாரஃபின் ஆகியவை அடங்கியுள்ளன.

நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்களின் மூலக்கூறுகளில் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கும்போது மற்றொரு பண்பளவு சிறப்பும், அதாவது ஐசோமெர்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிப்பதும் உண்டாகிறது.

மீத்தேன் CH_4 ஈத்தேன் C_2H_6 மற்றும் புரொப்பேன் C_3H_8 எவ்வித ஐசோமெர்களையும் பெற்றிருக்கவில்லை. பியூட்டேன் C_4H_{10} இரு ஐசோமெர்களைப் பெற்றுள்ளது.



நார்மல் பியூட்டேன்
(கொதிநிலை—0·5°C)



ஐசோபியூட்டேன்
(கொதிநிலை—11·7°C)

பென்டேன் C_5H_{12} மூன்று ஐசோமெர்களைப் பெற்றுள்ளது. ஹெப்டேன் C_7H_{16} ஒன்பது ஐசோமெர்களையும் $C_{14}H_{30}$, 1818 வேறுபட்ட ஹைட்ரோ கார்பன்களையும் பெற்றுள்ளன.

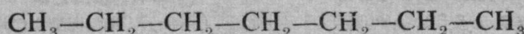
நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்கள் ஐசோமெரிச இயற்பாட்டைப் பெற்றிருக்கின்றன என்பதை முன்கூட்டி அறிவித்தவர் A. பட்லெரோவ் ஆவர். கிளை கார்பன் அணு சங்கிலிகளைக் கொண்ட முதல் ஐசோமெர்களைத் தொகுத்து அளித்தவரும் இவரே.

தனிப்பட்ட படிவரிசை சேர்மங்கள் மற்றும் அவற்றின் ஐசோமெர்கள் இயற்பியல் பண்புகளில் மட்டும் வேறுபட்டு இல்லாமல் வேதியியப் பண்புகளிலும் வேறுபட்டுக் காணப்படு கின்றன. வேதியியப் பண்புகளில் உள்ள வேற்றுமைகள் முக்கிய மாக, மோட்டார் எரிமத்தில் உள்ள சில ஹைட்ரோ கார்பன்கள் பிஸ்டனை முட்டுமாறு (knocking) செய்கின்ற தன்மையிலிருந்து வெளிப்படுகிறது.

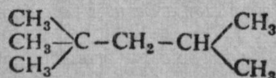
மோட்டார் உருளையில் எரிமக் கலவையை அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தும்போது ஹைட்ரோ கார்பன்கள் மிக விரைவாகச் சிதைவதால் (வெடித்தலுடன்) முட்டுதல் நிகழ்கிறது. முட்டுதல், எரிமக் கலவை உயர்வீத அழுத்தத்தைப் பெற முடியாமல் தடுக் கிறது (அழுத்த வீதம் அதிகமாக இருக்கும் அளவிற்கு மோட் டாரின் திறனும் அதிகமாக இருக்கும்). மேலும் அதிக அளவில் எரிமம் பயன்படுத்தப்படுகிறது; மோட்டார் விரைவில் தேய்ந்து விடுகிறது; முட்டுதலுக்குக் காரணமான எரிமத்தின் பண்பு ஹைட்ரோ கார்பன் மூலக்கூறுகளில் உள்ள கார்பன் சங்கிலி களின் அமைப்பைப் பொருத்துள்ளது. நேரான சங்கிலி ஐசோ மெர்களைவிட் கிளை சங்கிலி ஐசோமெர்கள் குறைந்த அளவே முட்டுதல் பண்பிற்குக் காரணமாக உள்ளன.

மோட்டார் எரிமத்தின் முட்டுதல் அல்லாத பண்புகள் அதன் ஆக்டேன் எண்ணினால் நிர்ணயிக்கப்படுகின்றன. அதிக அளவு முட்டுதல் தன்மையை உண்டாக்கும் பண்பைப் பெற்ற நேரான சங்கிலியையுடைய ஹெப்டேன் C_7H_{16}, பெரிதும் முட்டுதல் தன்மையை உண்டாக்காத பண்பைப் பெற்ற கிளை சங்கிலியையுடைய ஆக்டேன் C_8H_{18}, ஆகிய இரண்டும் தான் ஆக்டேன் எண்ணை நிர்ணயிப்பதற்குப் பொதுவாக பயன்படுத்தப் படும் பொருள்களாகும்.

இந்த ஹைட்ரோகார்பன்களின் அமைப்பைக் கீழ்க்கண்ட வாய்பாடுகள் மூலம் தெரியப்படுத்தலாம்.



ஐசோ ஆக்டேன்

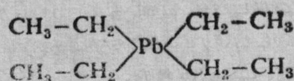


ஹெப்டேனுக்கு கொடுக்கப்பட்டுள்ள ஆக்டேன் எண் பூஜ்ஜிய மாகும். ஐசோஆக்டேனுக்கு கொடுக்கபபட்டுள்ள ஆக்டேன்

எண் 100 ஆகும். ஒரு எரிமத்தின் ஆக்டேன் எண் எண்பதுக்குச் சமமாகும் என்று கூறினல், எரிமத்தைக் காற்றுடன் கலக்கும் போது முட்டுதலை உண்டாக்கும் அதன் தன்மை 80% ஐசோ ஆக்டேனும் 20% ஹெப்டேனும் கலந்த கலவையினல் உண்டாகும் தன்மைக்குச் சமமாகும் என்று பொருள்படும் (ஒரே அழுத்த வீதத்தில்).

ஒரு எரிமத்தின் ஆக்டேன் எண்ணை அதிகரிப்பதற்கு அதில் கிளை சங்கிலி ஹைட்ரோ கார்பன்களின் விழுக்காடு அதிகரிக்கப் படுகிறது. இதற்காக டெட்ரா ஈத்தைல் லெட்டும் சேர்க்கப் படுகிறது. இச் சேர்மத்தை மிகக் குறைந்த அளவில் சேர்த் தாலும் பெரிதும் முட்டுதலைக் குறைக்கிறது.

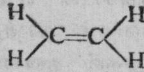
டெட்ரா ஈத்தைல் லெட்: ஒரு கனமான நச்சுத் தன்மை வாய்ந்த நீர்மம். இதன் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் கீழ்க்கண்ட வாய்பாடு மூலம் தெரிவிக்கலாம் :

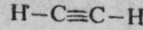


டெட்ரா ஈத்தைல் லெட் சேர்மத்தில் இருப்பதுபோல, நேரிடையாக எதாவது ஒரு உலோகத்துடன் சேர்ந்துள்ள ஹைட்ரோ கார்பன் உறுப்புகளைக் கொண்டச் சேர்மங்கள் **கரிம உலோக சேர்மங்கள்** எனப்படும். இவை மிகவும் பயனுடையவை களாகவும் ஆண்டுக்கு ஆண்டு அதிக முக்கியத்துவத்தை பெற்றும் வருகின்றன. தாவர பூச்சிகள் மற்றும் நோய்களை ஒழிப்பதற்கு சக்தி வாய்ந்த மருந்துகளுள் ஒன்ருன **கிராஞேசன்** அல்லது ஈத்தைல் மெர்குரிக் குளோரைடை C_2H_5--Hg—Cl தயாரிப்பதும் கரிம உலோகச் சேர்மங்களுள் அடங்கும்.

161. நிறைவுரு ஹைட்ரோ கார்பன்கள்

ஹைட்ரோகார்பன்களின் மூலக்கூறுகளில் சில கார்பன்களின் இடையே இரட்டைப் பிணைப்போ அல்லது முப்பிணைப்போ இருக்குமானல் அவற்றை நிறைவுரு ஹைட்ரோ கார்பன்கள் என்கிறோம். இவ்வகையைச் சேர்ந்த எளிய சேர்மங்கள் எத்திலீனும் அசிட்டிலீனும் ஆகும்.

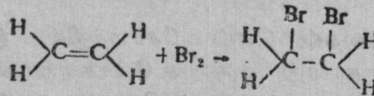




எத்திலீன் அசிட்டிலீன்

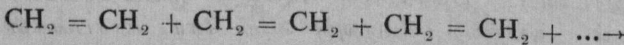
எத்திலீன் C_2H_4 : இது ஒரு நிறமற்ற இலேசான இனிய மணமுடைய வாயு. நீரில் சிறிதளவு கரையும். இது காற்றில் சிறிது புகையுடன் கூடிய சுடராக எரிகிறது. சிலசிறப்பான டார்ச்சுகளில் எரித்தால் உயர் வெப்ப நிலைகளைத் தருகிறது.

பல தொகுப்புச் சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கு எத்திலீன் மிகவும் முக்கியமான தொடக்கப் பொருளாக உள்ளது. எத்திலீன் பயன்படுவது அது கூட்டு வினையில் பங்குபெறும் திறனின் அடிப்படையில் அமைந்ததாகும். எத்திலீன் மூலக்கூறுகளில் உள்ள இரட்டைப் பிணைப்பு பல்வேறு பொருள்களினால் பிளக்கப் பட்டு ஒற்றைப் பிணைப்பு உண்டாகிறது. விடுவிக்கப்பட்ட இணை திறன்கள் பயன்படுத்தப்பட்டு, புதிய அணுக்கள் அல்லது அணுத் தொகுதிகள் சேர்க்கப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, எத்திலீன் அதன் இரட்டைப் பிணைப்பில் எளிதில் புரோமினைச் சேர்த்துச் கொண்டு நிறைவுற்ற டைபுரோமோஈத்தேனை அல்லது எத்திலீன் புரோமைடாக $C_2H_4Br_2$ மாறுகிறது.

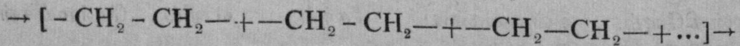


கூட்டுவினைகள், மூலக்கூறுகளில் இரட்டை மற்றும் முப் பிணைப்புகளைக் கொண்ட ஹைட்ரோ கார்பன்களுக்கு உரித்தான வையாகும்.

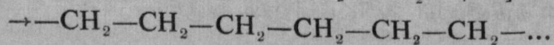
எத்திலீன் மூலக்கூறுகள் பிற அணுக்கள் அல்லது அணுத் தொகுதிகளுடன் கூடுவதோடு அல்லாமல் அவையே ஒன்றோடு ஒன்று கூடவும் செய்கின்றன. எத்திலீனை வெகுவாக அழுத் தத்திற்கு உட்படுத்தி (*1000* வளிமண்டலத்திற்கு அதிகமாக) 200°C-க்குச் சூடு செய்தால் இவ்வினை நிகழ்கிறது. இந்த சூழ் நிலையில், கீழே காட்டியவாறு எத்திலீன் மூலக்கூறுகள் ஒன்றோடு ஒன்று கூடுகின்றன.



$$CH_2 = CH_2 + CH_2 = CH_2 + CH_2 = CH_2 + \ldots \rightarrow$$



$$\rightarrow [-CH_2-CH_2- + -CH_2-CH_2- + -CH_2-CH_2- + \ldots] \rightarrow$$



$$\rightarrow -CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2- \ldots$$

இவ்வினையின்போது, பல எத்திலீன் மூலக்கூறுகளில் இரட்டைப் பிணைப்புகள் பிளவுற்று அதனால் உண்டாகும் விடுபட்ட இணைதிறன்களைக் கொண்ட ஈரிணைதிறன் உறுப்புகள் ஒன்றிணைந்து ஒரு பெரிய மூலக்கூறு உண்டாகிறது எனக் கருதலாம்.

பல மூலக்கூறுகள் ஒன்ருக இணைந்து, முழுமையாக இரட்டை அல்லது முப்பிணைப்பில் இணைந்து ஒரு பெரிய மூலக்கூருக மாறுவதைப் பலபடியாதல் (polymerization) என்கிரும். இவ்வகை வினையில் உண்டாகும் விளைபொருள் பலபடி (polymer) எனப் படும்.

எத்திலீனுடைய பலபடி **பாலிஎத்திலீன்** எனப்படும். இது ஒரு வெண்ணிற திண்மம். அடர் அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களினல் இது பாதிக்கப்படுவதில்லை. பாலி எத்திலீன் உயர் இயந்திரப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது; இது ஒரு சிறந்த மின்கடத்தாப் பொருள். இதன் காரணமாகத்தான் மின் மற்றும் வானெலி தொழிற்சாலைகளிலும், குழாய்கள் காகிதம் போன்ற பொருள்கள் மற்றும் பல்வேறு பொறியியல் மற்றும் வீட்டிற்குத் தேவையான பொருள்களை உற்பத்திச் செய்வதற்கும் இது வெகுவாகப் பயன் படுத்தப்படுகிறது. வாயுக்கள் மற்றும் ஈரத்தை உட்புகவிடாத தன்மைக்கு பாலி எத்திலீன் ஏடுகள் பெயர் பெற்றவைகளாகும்.[1]

பல பிணைப்புகளைக் கொண்ட பல்வேறு சேர்மங்கள் பலபடியாதல் முறை பல்வேறு தொகுப்புப் பொருள்களை (பிளாஸ்டிக்குகள், வேதியிய நூலிழைகள், செயற்கை ரப்பர்கள்) தயாரிப்பதற்கு வேதியியத் தொழிற்றுறையில் பரவலாகப் பயன் படுகிறது.

எத்திலீன் ஹைட்ரோகார்பன் அல்லது ஒலிஃபின் படிவரிசையில் முதலாவதாக இருப்பது எத்திலீனகும். இப்படி வரிசையில் இதனை அடுத்துள்ள சேர்மங்கள் புரொப்புலீன் C_3H_6, வியூட்டிலீன் C_4H_8 ஆகியவையாகும்.

எத்திலீன் மற்றும் அதன் படிவரிசைச் சேர்மங்கள் எண்ணெய்ப் பொருள்கள் பிளவுறும்போது உண்டாகும் வாயுக் களில் அதிகமாகக் காணப்படுகின்றன. பெரிய ஹைட்ரோகார்பன் மூலக்கூறுகளைச் சிறியவைகளாகப் பிளக்கும் முறைக்குப் பிளத்தல் (Crackig) எனப்படும். இதனை நிறைவேற்ற அதிக அழுத்தத்தில் நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்களை 400—500°Cக்குச் சூடு செய்யப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு :



$$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3 \rightarrow CH_2=CH_2+CH_3—CH_3$$

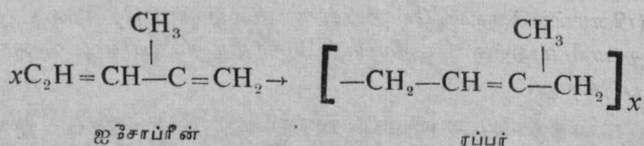
[1] இதனைவிட நடைமுறையில் இன்னும் அதிகமாகப் பயனுடையதாக உள்ள பொருள் பாலிபுரொப்பிலீன் எனப்படும புரொப்பிலீனுடைய பலபடியாகும்.

எண்ணெய்ப் பொருள்களைப் பிளவுறச் செய்தல் உயர்கொதி நிலைகளைக் கொண்ட ஹைட்ரோகார்பன்களிலிருந்து குறைந்த கொதிநிலைகளைக் கொண்ட ஹைட்ரோ கார்பன்களைக் கொண்ட (கசோலின் போன்றவை) பெறுவதற்கு வழி செய்துவிட்டது. பிளத்தலின்போது எப்போதும் நிறைவுற்ற மற்றும் நிவைுரு ஆகிய இரண்டு வகைச் சேர்மங்களும் உண்டாகின்றன.

பிளத்தலின்போது உண்டாகும் மற்றும் வாயுக்களில் மிகையாகக் காணப்படும் நிறைவுரு ஹைட்ரோகார்பன்கள், பிளாஸ்டிக்குகள், வேதிநூலிழைகள், தொகுப்பு ஆல்கஹால்கள், பல்வேறு எளாஸ்டோமெர்கள், சுத்தம் செய்யும் பொருள்கள், கரைப்பான்கள் மற்றும் பல பயனுள்ளப் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்கு வெகுவாகப் பயன்பட்டு வருகின்றன.

மூலக்கூறில் அதிக எண்ணிக்கையில் இரட்டைப் பிணைப்பைக் கொண்டுள்ள ஒரு முக்கிய நிறைவுரு ஹைட்ரோகார்பனை இருப்பது ரப்பராகும். ரப்பர் மூலக்கூறுகளின் இயைபை $(C_5H_8)x$ என்ற வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கலாம். இங்கு x-ன் மதிப்பு 1,000-லிருந்து 3,000 வரை இருக்கலாம்.

ரப்பர் ஐசோப்ரீன் என்ற ஹைட்ரோகார்பனின் பலபடியாகும். இது கீழ்க்கண்ட முறைப்படி உண்டாகிறது.



ஐசோப்ரீன் பலபடியாகும்போது இரட்டைப் பிணைப்பு இடப்பெயர்ச்சி அடைகிறது என்பது மேலே காட்டப் பட்டிருப்பதிலிருந்து புலப்படும்.

ரப்பர் பால் சில தாவரங்களின் பால் போன்ற பாய்மரத்தில் அடங்கியுள்ளது.

கட்டா-பெர்சா (gutta-percha) என்ற ஒருவகை மரத்தின் இறுகிய பாலும் ஐசோப்ரீனுடைய பலபடியே; ஆனல் இதன் மூலக்கூறுகள் வேறுபட்ட உருவமைப்பைப் பெற்றுள்ளன.

பக்குவமடையாத ரப்பர் பால் ஒட்டிக்கொள்ளும் தன்மையது; போதுமான அளவு வலுவுடையது அல்ல. சிறிது வெப்பநிலை

குறைந்தாலும் இது நொறுங்கிவிடுகிறது. பல்வேறு வகைப் பொருள்களைச் செய்வதற்கு உகந்தவாறு ரப்பரை மாற்றுவதற்கு முதலில் இது பதப்படுத்தப்படுகிறது (சல்ஃபருடன் சேர்த்து சூடு செய்யப்படுகிறது). நாம் ரப்பர் என்றழைக்கும் பொருள் இவ்வாறு பதப்படுத்தப்பட்ட ரப்பரே ஆகும்.

சோவியத் நாட்டில் இயற்கை ரப்பர் இல்லாததன் காரணமாக செயற்கை முறையில் இந்த மிக முக்கியப் பொருள்கள் தயாரிக்கப்படவேண்டும் என்ற கட்டாயம் ஏற்பட்டுவிட்டது. சோவியத் நாட்டு வேதியியல் நிபுணர்கள் **செயற்கை ரப்பரைத்** தயாரிப்பதற்கான ஒரு முறையைக் கண்டுபிடித்தனர்; இதுவே தொழில்துறையில் பயன்படுத்தப்பட்ட முதல் முறையுமாகும். **S.** லெப்டேவ் என்பவரால் உருவாக்கப்பட்ட முறையில், ஆல்கஹால் மற்றும் பெட்ரோலியம் பியூட்டேனிலிருந்து பெறப்பட்ட பியூட்டாடையீன் என்ற நிறைவுறு ஹைட்ரோகார்பன்தான் $CH_2=CH-CH=CH_2$ தொடக்கப் பொருளாகும். பியூட்டாடையீன் பலபடியாதலினால் தொகுப்பு பியூட்டாடையீன் ரப்பர் கிடைக்கிறது:

$$xCH_2 = CH-CH = CH_2 \rightarrow [-CH_2-CH = CH\text{-}CH_2-]x$$

பியூட்டாடையீன் — தொகுப்பு ரப்பர்

தற்போது சோவியத் நாட்டில், சில பண்புகளில் இயற்கை ரப்பரைக் காட்டிலும் உயர்ந்தனவாக உள்ள பலவகை ரப்பர்கள் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

அசிட்டிலீன் C_2H_2: மூலக்கூறுகளில் முப்பிணைப்புகளைக் கொண்ட ஹைட்ரோகார்பன்களில் மிகவும் முக்கியமான சேர்மம் அசிட்டிலீன், $H-C\equiv C-H$ ஆகும். இது ஒரு நிறமற்ற வாயு. கால்சியம் கார்பைடுடன் நீரை வினைபுரியச் செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

மீத்தேன் மற்றும் பிற நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்களை சில குறிப்பிட்ட சூழ்நிலைகளில் பிளவுறச் செய்யும்போதும் அசிட்டிலீன் உண்டாகிறது.

அசிட்டிலீன் ஒரு வெப்பம் உட்கொண்டச் சேர்மமாகும். எனவே இது சிதையும்போது மிகையான வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது. அசிட்டிலின் எரியும்போது வெளிப்படும் உயர் வெப்பநிலை உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

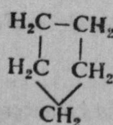
அச்சிட்டிலீன், கூட்டுவினைகள், பலபடியாதல் மற்றும பல்வேறு வினைகளில் பங்குபெறுகிறது. அசிட்டிக் அமிலம். தொகுப்பு ரப்பர், பல்வேறு பிளாஸ்டிக்குகள் கரைப்பான்கள் மற்றும் பல சேர்மங்களின் தொழிற்றுறைத் தொகுப்பு முறைகள் அசிட்டிலீனை தொடக்கப் பொருளாகக் கொண்டு அமைந்த வைகளே.

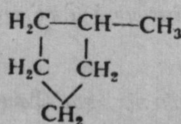
A. ஃபேவோர்ஸ்கி மற்றும் அவரது மாணவர்கள் நிறைவுரு ஹைட்ரோகார்பன்கள் பற்றி முக்கியமாக அசிட்டிலீனைப் பற்றி ஆய்ந்தறிந்தவை அறிமுறை மற்றும் நடைமுறை முக்கியத்துவம் வாய்ந்தவைகளாகும். இவர் வேதிவினைகளின்போது நிகழும் பல வெவ்வேறு வகை மூலக்கூறு இடமாற்றங்களைக் கண்டறிந்து அவற்றைக் கட்டுப்படுத்தும் முறைகளையும் சுட்டிக்காட்டினர்.

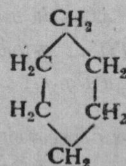
162. வளைய ஹைட்ரோகார்பன்கள்

சென்ற நூற்றுண்டின் எண்பது ஆண்டு முதலான ஆண்டுகளில் மாஸ்கோ பல்கலைக்கழகத்தைச் சேர்ந்த N. மார்கோவானிகோஃப் அமெரிக்க பெட்ரோலியத்தைப் போலல்லாமல் பாகு (Baku) கசடுகள் முக்கியமாக வளையங்களில் 5 அல்லது 6 கார்பன் அணுக்களைக் கொண்ட வளைய ஹைட்ரோகார்பன்களைப் பெற்றுள்ளன என்பதைக் காட்டினர்; மார்கோவானிகோஃப் இந்த ஹைட்ரோகார்பன்களை **நாப்தீன்கள்** என்றழைத்தார். நாப்தீன் மூலக்கூறுகளில் உள்ள கார்பன் அணுக்கள் பாரஃபின் களின் மூலக்கூறுகளில் காணப்படுவதைப் போன்று ஒற்றைப் பிணைப்புகளினுல் இணைக்கப்படுள்ளன; எனவே, நாப்தீன்களின் பண்புகள் நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்களின் பண்புகளை **ஒத்துள்ளன.**

நாப்தீன்களுக்குச் சில எடுத்துக்காட்டுகள்:



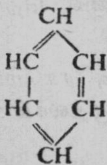


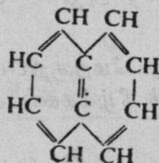


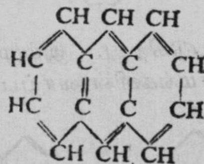
சைக்ளோபென்டேன் **மீத்தைல் சைக்ளோபென்டேன்** **சைக்ளோ ஹெக்சேன்**

ஹைட்ரோகார்பன்களைத் தழுவிய மற்றொரு வகை சேர்மங் களின் மூலக்கூறுகள் ஒற்றை மற்றும் இரட்டைப் பிணைப்புகளினுல்

ஒன்று விட்டு ஒன்று இணைக்கப்பட்ட 6 கார்பன் அணுக்களைக் கொண்ட வளையங்களைப் (ஒன்று அல்லது பல) பெற்றுள்ளன :





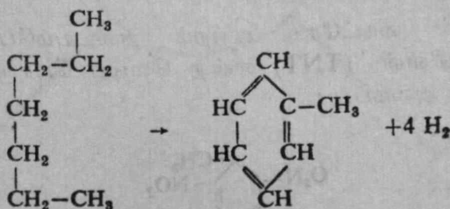


பென்சின் C_6H_6 நாப்தலீன் $C_{10}H_8$ ஆன்தரசீன் $C_{14}H_{10}$

இது போன்ற மூலக்கூறு அமைப்புகளைக் கொண்ட ஹைட்ரோகார்பன்கள் நீண்ட காலமாகவே **அரோமேட்டிக் ஹைட்ரோகார்பன்கள்** என்ற பெயரால் அறியப்பட்டுள்ளன. கடின நிலக்கரியை கார்பனுக்கும்போது கிடைக்கும் நிலக்கரித் தாரில் இவை மிகு அளவில் உள்ளன.

கனிம எண்ணெய்களிலிருந்து தயாரிக்கப் படவேண்டிய அளவிற்கு அரோமேட்டிக்ஹைட்ரோகார்பன்களின் தொழில்துறை முக்கியத்துவம் மிகுதியாகக் காணப்படுகிறது. N. செலின்ஸ்கி மற்றும் அவரது மாணவர்களான B. காசான்ஸ்கி, A. பிளேட் ஆகியோர் இதனை வெற்றிகரமாகச் செய்து முடித்தனர். இவர்கள் பல நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்களை அரோமேட்டிக் சேர்மங் களாக மாற்றினர்.

எடுத்துக்காட்டாக, பெட்ரோலியத்திலிருந்து பெறப்பட்ட ஹெப்டேனை ஒரு வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில் சூடு செய் தால், டொலுவின் என்ற அரோமேட்டிக் ஹைட்ரோகார்பன் உண்டாகிறது. சமன்பாடு :



ஹெப்டேன் டொலுவின்

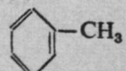
அரோமேட்டிக் சேர்மங்களை சுருக்கமான முறையில் எழுது வதற்காக, அவற்றிலுள்ள பென்சின் வளையம் (அல்லது வளையங்

களை) அதன் ஒவ்வொரு மூலையிலும் CH தொகுதியை எழுதாம லேயே or என்ற அறுகோணங்களினால் தெரிவிக் கப்படுகிறது. இம்முறைப்படி மேற்குறிப்பிட்ட அரோமேட்டிக் சேர்மங்களின் வாய்பாடுகளைக் கீழ்க்கண்டவாறு எழுதலாம் :


பென்சீன்


நாப்தலீன்

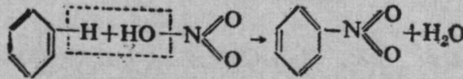

ஆன்த்ரசின்



டொலுவின்

அரோமேட்டிக் ஹைட்ரோகார்பன்கள் பல்வேறு வகை வினைகளில் பங்கு பெறுகின்றன. இருப்பினும், இவை இரட்டைப் பிணைப்புகளுக்குரிய வினைகளில் அதாவது கூட்டு வினைகளில் பங்கு பெறுவது அரிதே. மாறாக அரோமேட்டிக் சேர்மங்களில் பிற அணுக்கள் அல்லது அணுக்களின் தொகுதிகளினால் ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் பதிலீடு அடைவது பொதுவாகக் காணப்படுகிறது.

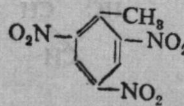
எடுத்துக்காட்டாக, பென்சீன் மற்றும் பிற அரோமோட்டிக் ஹைட்ரோகார்பன்கள் எளிதின் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிகின்றன.



பென்சீன் நைட்ரோபென்சீன்

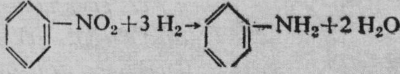
இதுபோன்ற வினைகள் நைட்ரோ ஏற்றம் (nitration) எனப் படும்.

டொலுவின் நைட்ரோ ஏற்றம் அடையும்போது டிரை நைட்ரோடொலிவின் (TNT) என்ற வெடிப் பொருள் உண்டா கிறது. இதன் அமைப்பு :

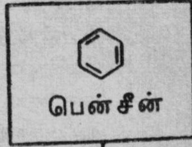


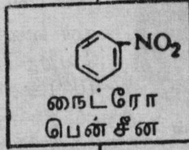
ஸினின் என்பவர் 1842-ல் நைட்ரோ சேர்மங்கள் அமீன்களாக ஒடுக்கம் அடைவதைக் கண்டறிந்தார்; இவ்வினை அப்போதிருந்தே **‘ஸினின் வினை”** என்றழைக்கப்படுகிறது. இவர் நைட்ரோ

பென்சீனை ஒடுக்கி அனிலின் $C_6H_5NH_2$ என்ற அரோமேட்டிக் அமினைப் பெற்றார் :



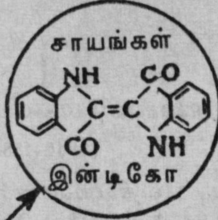
நைட்ரோபென்சீன் அனிலின்



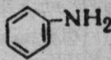


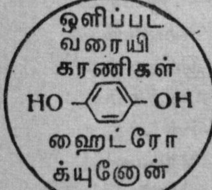
சினின்
வினை

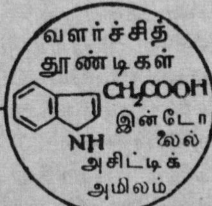


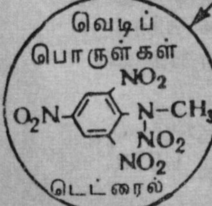


அனிலீன்



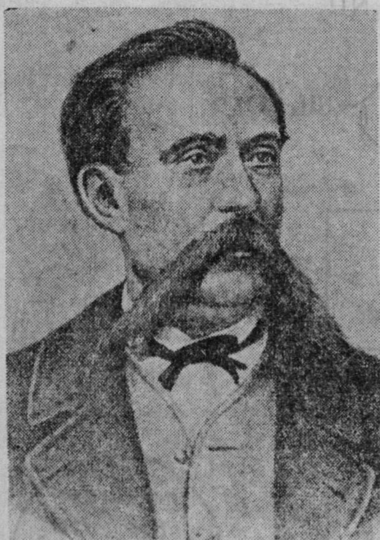








படம் 102.
அனிலின் அடிப்படையில்
அமைந்த தொகுப்பு வினைகள்



நிக்கோலே நிக்கோலேவிச் ஸெனின்
(1812-1880)

ஸெனின் உடைய கண்டு பிடிப்பை மிகவும் அதிக மாகப் பாராட்ட முடியாது. அனிலினும் பிற அரோ மேட்டிக் அமீன்களும் பல வகைத் தொகுப்பு சாயங் களைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகின்றன. அரோ மேட்டிக் அமீன்களிலிருந்து மருந்துகள், ஒளிப்பட கரணிகள், வெடிப்பொருள் கள் மற்றும் பல பயனுள்ள பொருள்களைப் பெறுவதற் குப் பல தொகுப்பு முறை கள் வளர்க்கப்பட்டு நிறை வேற்றப்பட்டுள்ளன. (படம் 102)

சிறந்த உருஷிய வேதியி யலாளரும் சிறப்பு வாய்ந்த கரிம வேதியியலாளர்களின் கசான் பள்ளியின் ஸ்தாபகருமான நிக்கோலே நிக்கோலேவிச் ஸெனின் 1812-ல் பிறந்தவர். இவரது அறிவியல் சார்ந்த மற்றும் ஆசிரியத் தொழிலுக்குரிய செயல்கள் எல்லாம் முதலில் கசான் பல்கலைக் கழகத்துடன் தொடர்பு கொண்டவையாக இருந்தன. இங்குதான் 1842-ல் இவர் அனிலீன் தயாரிக்கும் முறையைக் கண்டறிந்தார். ஸெனின் அவர்களாலேயே பெறப்பட்டச் சிறிதளவு அனிலீன் இன்னும் பல்கலைக் கழகத்தின் வேதியியல் சோதனைச் சாலையில் வைக்கப் பட்டு போற்றப்பட்டு வருகிறது. ஸெனின் 1847-ல் பீட்டர்ஸ்பர்க் பல்கலைக் கழகத்துக்கு மாறி மருத்துவம் மற்றும் அறுவை சிகிச்சை அகாடெமியின் தலைமைப் பதவியையும் ஏற்றார். 1867-ல் இவர் உருஷிய அறிவியல்கள் அகாடெமிக்கு ஒரு முழு உறுப்பி னராகத் தேர்ந்தெடுக்கப்பட்டார்.

ஸெனின் உடைய உலகப் புகழுக்குக் காரணமாக இருந்தது நைட்ரோபென்சீனை அனிலீனாக மாற்றும் வினையின் கண்டுபிடிப் பாகும். இவர் இத்துடன் நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்த பல கரிம தொகுப்பு முறைகளை நிறைவேற்றினார்.

ஸெனின், 1868-ல் ஸ்தாபிக்கப்பட்ட ரஷிய வேதியியல் கழகத்தின் முதல் தலைவராக இருந்தார் (இது இப்போது USSR மெண்டலீஃப் வேதியியல் கழகமாகும்).

163. ஹைட்ரோகார்பன்களின் ஹாலஜன் பெறுதிகள்

ஹைட்ரோகார்பன் மூலக்கூறுகளில் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ரஜன் அணுக்களை ஹாலஜன்களினால் பதிலீடு செய்வதால் கிடைக்கும் பொருள்களை ஹைட்ரோகார்பன்களின் ஹாலஜன் பெறுதிகள் என்கிறோம். கீழ்க்கண்ட பொருள்கள் இவ்வகைச் சேர்மங்களுக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாக உள்ளன.

குளோரோஃபார்ம் $CHCl_3$ (அல்லது **டிரைகுளோரோ மீத்தேன்**): இது 61.5°C-ல் கொதிக்கும் ஒரு நீர்மம். அறுவைச் சிகிச்சைகளின் போது உணர்வு அகற்றியாக பயன்படுகிறது.

கார்பன்டெட்ராகுளோரைடு CCl_4: இது ஒருகனமான எளிதில் தீப்பற்றாத நீர்மமாகும். (கொதிநிலை 76·8°C). தாவரங்களிலிருந்து கொழுப்புகள், எண்ணெய்கள் ஆகியவற்றைப் பிரித்தெடுப்பதற்கும், துணிகளிலிருந்து கொழுப்புச் சார்ந்த புள்ளிகளை நீக்குவதற்கும் பயன்படுகிறது.

டைஃப்ளூரோடைகுளோரோமீத்தேன் CF_2Cl_2 (**ஃபிரியான்**): இது 29.8°C-ல் கொதிக்கும் ஒரு நீர்மம்; நச்சுத் தன்மை அற்றது. சாதாரண வெப்பநிலைகளில் உலோகங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை, இது ஆவியாகும்போது பெருமளவு வெப்பத்தை உட்கொள்கிறது; குளிர்ச் சாதனங்களில் பயன்படுகிறது.

வைனைல் குளோரைடு $CH_2 = CHCl$: இது எத்திலீனுடைய பெறுதி. இது ஒரு நிறமற்ற வாயு; எளிதில் பலபடி அடைந்து **பாலிவைனைல் குளோரைடு** $(CH_2 - CH - Cl -)x$ என்ற ஒரு எலாஸ்டிக் பொருளைத் தருகிறது; அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களினால் பாதிப்படைவதில்லை. பாலிவைனைல் குளோரைடு வேதியியல் தொழில்துறையில் குழாய்கள் மற்றும் பாத்திரங்களுக்கு உட்பூச்சு தருவதற்கு வெகுவாகப் பயன்படுகிறது. இது, மின் கம்பிகளின்மீது சுற்றும் காப்புப் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது. செயற்கைத் தோல், மிகவும் இலேசான ஒளிபுகக்கூடிய மழை கோட்டுகளும் இதனைக் கொண்டே செய்யப்படுகின்றன.

பாலிவைனைல் குளோரைடை குளோரினேற்றம் அடையச் செய்தால் ஒரு ரெசின் கிடைக்கிறது; இதிலிருந்து குளோரின் (Chlorin) என்று சொல்லப்படும் வேதியியப் பொருள்களினால் பாதிக்கப்படாத தொகுப்பு நூலிழை தயாரிக்கப்படுறது.

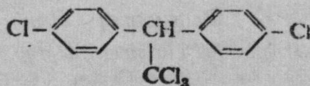
டெட்ராஃப்ளூரோ எத்திலீன் $CF_2 = CF_2$: டெஃப்லான் என்றழைக்கப்படும் இதன் பலபடி $(-CF_2 = CF_2-)x$ மிகவும் பயனுடைய ஒரு பிளாஸ்டிக் பொருளாகும்; காரங்கள் அடர் அமிலங்கள் மற்றும் பிற கரணிகளினால் பாதிப்பு அடைவதில்லை.

வேதியியச் செயலேத் தாங்கும் திறனில் டெஃப்லான் கோல்டு பிளாட்டினத்தைவிட உயர்ந்ததாகும்.

பொறியியல் துறையில் பயனுகும் மின்கடத்தாப் பொருள் களுள் மிகவும் உயர்ந்த மின்கடத்தாப் பொருள் மாறிலியைப் பெற்றிருப்பது டெஃப்லானுகும். இது —60°C–லிருந்து 200°C வரையான வெப்ப நிலேகளில் மாற்றம்அடைவது மிகக் சிறிதளவே ஆகும்.

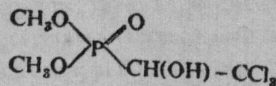
டெஃப்லான், அடர்நைட்ரிக் அமிலம் உட்பட எல்லா வேதியி யப் பொருள்களின் செயல்களேயும் எதிர்த்து தாங்கவல்ல துணி களே உற்பத்திச் செய்வதற்கான ஒருவகைத் தொகுப்பு நூலிழை யைத் தயாரிப்பதற்கு அமெரிக்காவில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

ஹெக்சாகுளோரோ சைக்ளோ ஹெக்சேன் (பென்சீன் ஹெக் சாகுளோரைடு) மற்றும் **டைகுளோரோடைஃபீனேல்டிரை குளோரோ மீத்தைல் மீத்தேன்** (DDT). இவை இரண்டும் பூச்சி களேக் கொல்லுவதற்கும் தாவர நோய்களே அழிப்பதற்கும் பயன் படும் பல்வேறு வேதியிய நச்சுப் பொருள்களேப் பெறுவதற்கான முக்கியச் சேர்மங்களாக உள்ளன.



டைகுளோரோடைஃபினேல் டிரை குளோரோ ஈத்தேன்

மேற்கண்டவற்றைத் தவிர மிகவும் வலுவான பூச்சி கொல்லி களாகச் செயல்படுபவை குளோரோஃபாஸ் மற்றும் தயோஃபாஸ்



மெர்காப்டோஃபாஸ், கார்போஃபாஸ், பாஸ்ஃபமைடு போன்ற பாஸ்பரத்தைக் கொண்டுள்ள பல கரிமப் பொருள்களாகும்.

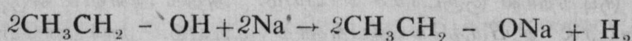
164. ஆல்கஹால்கள்

ஹைட்ரோகார்பன்களின் ஹைட்ராக்சில் பெறுதிகள் ஆல்க ஹால்கள் எனப்படும். ஹைட்ரோகார்பன் மூலக்கூறில் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ரஜன் அணுக்களே ஹைட்ராக் சில் தொகுதிகளினுல் பதிலீடு செய்து இவை பெறப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, மீத்தைல் ஆல்கஹால் CH_3OH மீத்தேனின்

ஹைட்ராக்சில் பெறுதி; ஈத்தல் ஆல்கஹால் C_2H_5OH ஈத்தேனின் ஹைட்ராக்சில் பெறுதி.

C_2H_5OH ஈத்தேனின் ஹைட்ராக்சில் பெறுதி.

ஆல்கஹால்களைக் கார உலோகங்களுடன் வினைபுரியச் செய்தால், ஹைட்ராக்சில் தொகுதியில் ஆக்ஸிஜனுடன் நேரிடையாக இணைந்துள்ள ஹைட்ரஜன் அணு உலோகத்தினால் இடப் பெயர்ச்சி செய்யப்படுகிறது; ஆல்கஹாலில் கரையும் **ஆல்கலேட்டுகள்** எனப்படும் திண்மச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன.

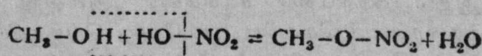


$$2CH_3CH_2-OH+2Na \rightarrow 2CH_3CH_2-ONa+H_2$$

இப்பண்பில், மூலக்கூறுகளில் ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளைக் கொண்ட நீர், ஆக்ஸி அமிலங்கள் போன்ற பல கனிமச் சேர்மங்களை ஆல்கஹால்கள் ஒத்திருக்கின்றன. இவற்றுள் ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகள் அலோக அணுக்களுடன் இணைந்துள்ளன.

நீரைப் போலவே ஆல்கஹால்களும் மூலக்கூறு இணக்கம் (பிரிவு 65-ஐ காண்க) கொண்ட திரவங்களாகும். இக்காரணத்தினால் இவை, இவற்றின் மூலக்கூறு எடைகளுக்குச் சமமான, ஆனால் ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளைப் பெறாத பிற கரிமச் சேர்மங்களின் கொதிநிலைகளைவிட உயர் கொதி நிலைகளைப் பெற்றுள்ளன.

எல்லா ஆல்கஹால்களும் அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து எஸ்ட்டர்கள் எனப்படும் சேர்மங்கள் உண்டாக்குகின்றன.



$$CH_3-OH+HO-NO_2 \rightleftharpoons CH_3-O-NO_2+H_2O$$

மீத்தைல் ஆல்கஹால்	நைட்ரிக் அமிலம்	மீத்தைல் நைட்ரேட்

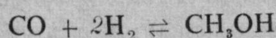
எஸ்ட்டர்கள் உண்டாவது எல்லா ஆல்கஹால்களுக்கும் மற்றும் எல்லா அமிலங்களுக்கும் உரித்தானதாகும்.

மேலெழுந்த வாரியாகப் பார்க்கும்போது எஸ்ட்டர்கள் அமைப்பில் உப்புகளை ஒத்து காணப்படுகின்றன. உண்மை இது அல்ல. ஹைட்ரோ கார்பன் உறுப்புக்கும் (ஹைட்ரோகார்பன் உறுப்பிலிருந்து ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு பிரித்தெடுக்கப்பட்ட பிறகு உள்ள உறுப்பு) எஸ்ட்டர் மூலக்கூறின் எஞ்சிய பகுதிக்கும் இடையே உள்ள பிணைப்பு உறுப்புகளில் இருப்பது போல அயனித் தன்மையுடையது அல்ல; அணுத் தன்மையது.

பெரும்பாலான உப்புகளைப் போலல்லாமல், எஸ்ட்டர்கள் நீரில் கரைவதில்லை; ஆனால் கரிமக் கரைப்பான்களில் கரைகின்றன. இவற்றின் கரைசல்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை.

ஒரு ஆல்கஹால் மற்றும் ஒரு அமிலத்திலிருந்து உண்டாகும் வினை ஒரு மீள் வினையாகும்; முன்வினை **எஸ்ட்டராக்குதல்** எனப்படும். பின்வினை எஸ்ட்டர் **நீராற் பகுப்பு** அல்லது **சோப்பு ஆக்குதல் (sapanification)** என்ப்படும்.

மீத்தைல் ஆல்கஹால் அல்லது **மெத்தனல் CH_3OH:** இது ஒரு நிறமற்ற நீர்மம் (கொதி நிலை 64·7°C); மிகவும் நச்சுத் தன்மையது; குடித்தால் குருடாகச் செய்யும். அதிக அளவில் எடுத்துக் கொண்டால் உயிருக்கே ஆபத்தாக முடியும். கார்பன்மோனாக்ஸைடை ஹைட்ரஜனுடன் உயர் அழுத்தம் உயர் வெப்ப நிலையில் ஒரு வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில் வினைபுரியச் செய்து மீத்தைல் ஆல்கஹால் தொகுக்கப்படுகிறது.

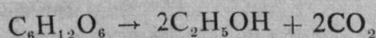


$$CO + 2H_2 \rightleftharpoons CH_3OH$$

மரக்கட்டைகளை உலர்காய்ச்சி வடித்து மீத்தைல் ஆல்கஹால் உற்பத்தி செய்யப்படுகிறது. இக்காரணத்தினால் இதனை **மர ஆல்கஹால்** என்றும் கூறுகிறோம். இது ஒரு கரைப்பானாகவும் மற்றும் பிற கரிமப் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

ஈத்தைல் ஆல்கஹால் அல்லது **எத்தனல் C_2H_5OH** (கொதி நிலை 78·4°C): தற்கால கரிமத் தொகுப்பு முறைகளுக்குத் தேவையான முக்கிய தொடக்கப் பொருள்களுள் இதுவும் ஒன்றாகும். இது, திராட்சை சர்க்கரை அல்லது குளுக்கோஸ் போன்ற சர்க்கரையைக் கொண்ட பல்வேறு பொருள்களிலிருந்து பழங்காலந் தொட்டே தயாரிக்கப்பட்டு வந்திருக்கிறது. சர்க்கரை ஈஸ்ட்டினால் உண்டாக்கப்படும் கொதிகளின் செயலினால் கொதித்து ஆல்கஹாலாக மாறுகிறது.

வினை கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி நிகழ்கிறது.



$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

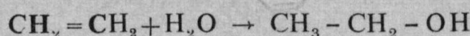
குளுக்கோஸ்

கொதித்தல் முறையில் ஆல்கஹாலைத் தயாரிப்பதற்கு உருளைக் கிழங்கிலுள்ள ஸ்டார்ச்சு, அல்லது அரிசி, கோதுமை, சோளம் ஆகியவை தொடக்கப் பொருள்களாக இருக்கலாம். ஸ்டார்ச்சை சாக்கரைடு பொருள்களாக மாற்றுவதற்கு, உருளைக் கிழங்கின் மாவு அல்லது நுண் துண்டுகளை சூடான நீருடன்

சேர்த்து வினைபடுத்திப் பின் குளிரச் செய்யப்படுகின்றன. இத்துடன் மால்ட் எனப்படும் நீருடன் சேர்த்து அறைக்கப்பட்ட முளைக்க விடப்பட்ட பார்லி சேர்க்கப்படுகிறது. மால்ட் **டயாஸ்டேஸ்** என்ற ஒரு சிறப்பான கொதியைப் பெற்றுள்ளது. இது ஸ்டார்ச்சுப் பொருளை சாக்கரைடுப் பொருளாக மாற்றுவதில் வினைவேக மாற்றியாகச் செயல்படுகிறது. சாக்கரைடாதல் முடிந்த பிறகு எஞ்சிய திரவத்துடன் ஈஸ்ட்டு சேர்க்கப்படுகிறது. ஈஸ்ட்டிலுள்ள நொதிகளின் (சைமேஸ்)செயல்களினுல் ஆல்கஹால் உண்டாகிறது. இது காய்ச்சி வடித்து பின் மீண்டும் காய்ச்சி வடித்து தூயதாக்கப்படுகிறது.

தற்போது, மரத்தின் முக்கியப் பகுதிப் பொருளான செல்லுலோஸ் அடர் அமிலங்களினுல் சாக்கரைடாதலுக்கு உட்படுத்தப்படுகிறது. இவ்வாறு பெறப்படும் பொருளை ஈஸ்ட்டினுல் கொதிக்கச் செய்து ஆல்கஹால் உண்டாக்கப்படுகிறது.

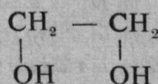
தொகுப்பு முறையில் எத்திலீனுடன் நீர் சேர்க்கப்படுகிறது. (வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில்):



$$CH_2 = CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3 - CH_2 - OH$$

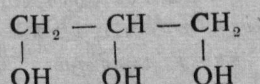
எத்திலீனிலிருந்து ஈத்தைல் ஆல்கஹாலை தொகுப்பு முறையில் தயாரிப்பதற்கு அண்மைய ஆண்டுகளில் பல நிலைக்களன்கள் சோவியத் நாட்டில் நிறுவப்பட்டுள்ளன. மரத்திலிருந்து பெறப்படும் ஆல்கஹாலின் அளவும் அதிகரித்துள்ளது. ஆல்கஹாலை உற்பத்தி செய்வதற்குப் பயன்படுத்தப்பட்ட உணவுப் பொருள்களைப் பெருமளவில் மீதப்படுத்துவதற்கு இது உதவிற்று.

மூலக்கூறில் ஒரு ஹைட்ராக்சில் தொகுதியைக் கொண்ட ஆல்கஹால்களோடு, இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளைக் கொண்ட ஆல்கஹால்களும் உள்ளன. எத்திலீன் கிளைக்கால் மற்றும் கிளிசரின் இவ்வகை ஆல்கஹால்களுக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகும்.



$$\begin{array}{cc} CH_2 - & CH_2 \\ | & | \\ OH & OH \end{array}$$

எத்திலீன் கிளைக்கால்

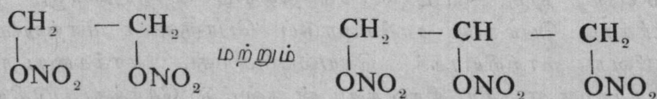


$$\begin{array}{ccc} CH_2 - & CH - & CH_2 \\ | & | & | \\ OH & OH & OH \end{array}$$

எத்திலீன் கிளைக்காலும் கிளிசரினும் இனிய மணத்துடன் உயர் கொதிநிலையைக் கொண்ட நீர்மங்கள் நீருடன் கலக்கின்றன. எத்திலீன் கிளைக்கால் **உறையாப் பொருள்களின்** (antifreezes) பகுதிப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. குளிர்காலத்தில் வானவூர்தியின் மோட்டார் மற்றும் ரேடியேட்டர்களில் நீருக்குப் பதிலாகப் பயன்படும் பொருள்கள் உறையாப் பொருள்கள்

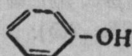
எனப்படும். 65 விழுக்காட்டளவு கொண்ட எத்திலீன் கிளைக் காலின் நீர்க் கரைசல் —40°C அளவுக்கு குறைந்த வெப்பநிலையில் உறைகிறது.

எத்திலீன் கிளைக்கால் மற்றும் கிளிசரினுடைய நைட்ரேட்



எஸ்ட்டர்களை தவறாக **நைட்ரோ எத்திலீன் கிளைக்கால்** என்றும் **நைட்ரோ கிளிசரின்** என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. இவை மிகவும் வெடிக்கும் தன்மையன; டைனமைட் தயாரிப்பதற்கு இவை பயன் படுகின்றன.

ஃபீனால் C_6H_5OH பென்சீன் என்ற அரோமேட்டிக் ஹைட்ரோ கார்பனின் ஹைட்ராக்சில் பெறுதியாகும். இதன் அமைப்பு வாய்பாடு:



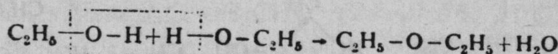
தூய ஃபீனால் ஒரு நிறமற்ற படிகப் பொருள். உருகுநிலை 41°C. இது ஒரு சிறப்பான மணத்தையும் நச்சுக் காப்புப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ளது. ஹைட்ராக்சில் தொகுதியிலுள்ள ஹைட்ரஜனின் அமிலப் பண்புகள் ஆல்கஹால்களில் இருப்பதைவிட ஃபீனாலில் ஓங்கிக் காணப்படுகிறது; இந்த ஹைட்ரஜனை ஒரு உலோகத் தினால் இடப்பெயர்ச்சி அடையச் செய்யலாம். இதற்காக கார உலோகங்கள் அல்லது காரங்களைப் பயன்படுத்தலாம். இதன் காரணமாகத் தான் ஃபீனாலை **கார்போனிக் அமிலம்** என்றும் கூறுவர்.

ஃபீனால் நிலக்கரித் தாரில் உள்ளது. இதனைத் தொகுப்பு முறையில் பென்சீனிலிருந்தும் பெறலாம். இது, மருந்துகள், சாயங்கள், பிளாஸ்ட்டிக்குகள் ஆகியவற்றைத் தொகுப்பு முறை களில் தயாரிப்பதற்கும் பெட்ரோலியம் மசகெண்ணெயை சுத்தம் செய்வதற்கும் மிகையான அளவுகளில் பயன்படுகிறது.

165. ஈத்தர்கள்

இவை இரண்டு ஹைட்ரோகார்பன் உறுப்புகள் ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவால் இணைக்கப்பட்ட அமைப்பைக் கொண்ட மூலக் கூறுகளையுடைய கரிமச் சேர்மங்களாகும். டைஈத்தைல் ஈத்தர் $C_2H_5 — O — C_2H_5$ இதற்கு ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும்.

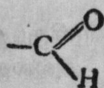
ஆல்கஹாலின் இரண்டு மூலக் கூறுகளிலிருந்து ஒரு நீர் மூலக்கூறைப் பிரித்தெடுத்து பொதுவாக ஈத்தர்கள் தயாரிக்கப் படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு:



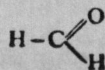
பெரும்பாலான ஈத்தர்கள் பெரிதும் நீரில் கரையா நீர்மங் களாகும். இவற்றுள் மிக முக்கியமானது **டைஈத்தைல் ஈத்தர்** $(C_2H_5)_2O$. இது ஒரு சிறப்பான மணமுடைய பாயும் தன்மை யுடைய ஒரு நீர்மம். கொதிநிலை 35·6°C. இது சோதனைச் சாலை யில் ஒரு கரைப்பானாகவும், மருத்துவத்தில் உணர்வு அகற்றி யாகவும் மற்றும் சில மருந்துகளின் பகுதிப் பொருள்களாகவும் பயன்படுகிறது.

166. ஆல்டிஹைடுகள்

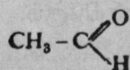
இவற்றின் பண்புகாட்டும் தொகுதி ஓரிணை திறனுடைய



தொகுதியாகும். ஆல்டிஹைடுகளுக்குச் சில எடுத்துக் காட்டுகள்:

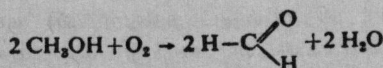


ஃபார்மால்டிஹைடு



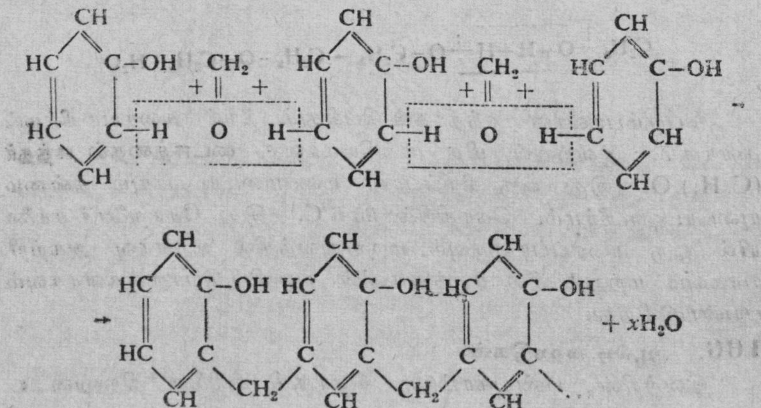
அசிட்டால்டிஹைடு

ஆல்டிஹைடுகளைத் தயாரிப்பதற்கு அவற்றிற்கு இணையாக ஆல்கஹால்கள் ஏற்றம் பெறச் செய்யப்படுகின்றன. எடுத்துக் காட்டாக, மீத்தைல் ஆல்கஹால் ஆவியும் காற்றும் கலந்த கலவையை ஒரு சூடான வினைவேக மாற்றியின் மீது செலுத்தினால் ஃபார்மால்டிஹைடு உண்டாகிறது.



ஃபார்மால்டிஹைடு: இது ஒரு கார நெடியுடைய பொறுக்க முடியாத மணமுடைய, நீரில் நன்றாகக் கரையும் வாயு. இது மிகச் சிறந்த நச்சுக் காப்பு மற்றும் பதனிடும் பண்புகளைப் பெற் றுள்ளது. ஃபார்மால்டிஹைடின் 40% நீர்க் கரைசல் ஃபார்மலின் எனப்படும்; இது தொற்று நீக்கியாகவும், உடற் சம்பந்தமான தயாரிப்புகளைப் பாதுகாத்து வைப்பதற்கும் மற்றும் விதைகளை நடுவதற்கு முன்பு தேர்ந்து எடுப்பதற்கும் பரவலாகப் பயன்படு கிறது. ஃபார்மால்டிஹைடும் ஃபீனாலும் பங்கு பெறும் வினையில்

கிடைக்கும் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்கு ஃபார்மால்டிஹைடு மிகு அளவில் பயன்படுகிறது. நிகழும் வினையைக் கீழ்க்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்:



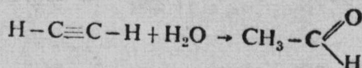
குறைந்த மூலக்கூறு எடையையுடைய மூலக்கூறுகளிலிருந்து பெரிய மூலக் கூறுகள் உண்டாகும்போது அணுக்கள் அல்லது அணுத் தொகுதிகள் பிரிவடைகின்றன (பெயருகின்றன). இவ்வாறு பெரிய மூலக்கூறுகள் உண்டாவதை சுருக்கு வினை (condensation) என்கிறோம்.

ஃபீனால் ஃபார்மால்டிஹைடுடன் சுருக்கு வினைகளில் ஈடுபடும் போது பெறப்படும் வினைபொருள்கள் ஃபீனால் ஃபார்மால்டிஹைடு ரெசின்கள் எனப்படும். இவை ஒரு குறிப்பிடத் தகுந்த பண்பைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றைச் சூடு செய்யும்போது முதலில் மென்மையடைகின்றன; மேலும் சூடு செய்தால் (முக்கியமாக தகுந்த வினைவேக மாற்றிகளின் முன்னிலையில்) மீண்டும் கடினத் தன்மையைப் பெறுகிறது. ஃபீனால் - ஃபார்மால்டிஹைடு ரெசின் களைப் பல்வேறு நிரப்பிகள் (மரக்கூழ், நுண் துகளாக்கப்பட்ட காகிதம், கல்நார், கிராஃபைட் மற்றும் பல) குழைவுப் பொருள் கள் மற்றும் சாயங்களுடன் கலந்து கிடைக்கும் பொருள்கள் உற்பத்தி செய்யப்படுகின்றன. வீணை மரங்களிலிருந்து சில பயனுள்ள கட்டுமானப் பகுதிகள், வார்படத் தொழிற்சாலையில் கவச உறைகள் ஆகியவற்றை பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கு ஃபீனால்-ஃபார்மால்டிஹைடு ரெசின்கள் சமீப காலத்தில் வெகு வாகப் பயன்படுகின்றன.

1961-ல் ஃபீனால் - ஃபார்மால்டிஹைடு பிளாஸ்டிக்குகள் உட்பட பல்வேறு பிளாஸ்டிக்குகளின் உலக உற்பத்தி 7 மில்லியன் டன்களாக இருந்தது.

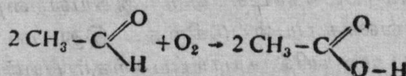
அண்மைக் காலங்களில், சோவியத் நாட்டில் மேலும் பல தொகுப்பு ரெசின்களும் பிளாஸ்டிக்குகளும் உற்பத்தி செய்யப் பட்டுள்ளன. *1964*-ல் *720,000* டன்கள் உற்பத்தி செய்யப்பட்டன.

அசிட்டால்டிஹைடு CH_3CHO (கொதி நிலை *21°C*): நீரை அசிட்டிலீனுடன் மெர்க்குரி உப்புகளின் வினைவேக மாற்றிகளின் முன்னிலையில் கூடும்படிச் செய்து தொழில்துறையில் தயாரிக்கப் படுகிறது.



இந்த தொழில்துறை முக்கியத்துவம் வாய்ந்த வினையை கண்டுபிடித்தவர் உருஷிய அறிவியலாளர் M. குச்செரோவ் (*1850-1911*) ஆவர்.

ஆல்டிஹைடுகள் எளிதின் கார்பாக்சிலிக் அமிலங்களாக ஏற்றம் அடைகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, அசிட்டால் டிஹைடை ஏற்றம் பெறச் செய்தால் மிகப் பொருளாதார முக்கியத்துவம் வாய்ந்த அசிட்டிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

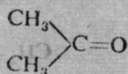


அசிட்டால் டிஹைடு அசிட்டிக் அமிலம்.

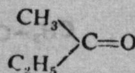
ஆல்டிஹைடுகள் எளிதின் ஏற்றம் அடையக் கூடியவைகளாக இருப்பதால், சிறந்த ஒடுக்கிகளாகச் செயல்புரிகின்றன.

167. கீட்டோன்கள்

இரண்டு ஹைட்ரோகார்பன் உறுப்புகளுக்கிடையே ஒரு $>C=O$, அணுத் தொகுதியைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளை யுடைய சேர்மங்கள் **கீட்டோன்கள்** எனப்படும். எடுத்துக்காட்டு :



டைமீத்தைல் கீட்டோன் (அசிட்டோன்)



மீத்தைல் ஈத்தைல் கீட்டேன்

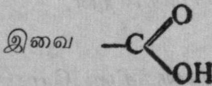
கார்பனைல் தொகுதி எனப்படும் $>C=O$, தொகுதி ஆல்டிஹைடுகளின் மூலக்கூறுகளிலும் உள்ளது. ஆல்டிஹைடு

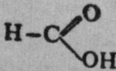
களும் கீட்டோன்களும் பண்புகளில் ஒத்து இருப்பதற்கு இதுவே காரணமாகும். இருப்பினும் இவை ஒத்தவை அல்ல; ஏனெனில் ஆல்டிஹைடு மூலக்கூறுகளில் கார்பனைல் தொகுதியின் எதாவது ஒரு பிணைப்பு ஹைட்ரஜனுடன் கூடியுள்ளது; ஆனால் கீட்டோன் மூலக்கூறுகளில் இரண்டு பிணைப்புகளுமே ஹைட்ரோகார்பன் உறுப்புகளுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. முக்கியமாக, கீட்டோன்கள் ஆல்டிஹைடுகளைப் போல எளிதின் ஏற்றம் அடைவதில்லை; மேலும் ஆல்டிஹைடுகளைப்போல சிறந்த ஒடுக்கக் கரணிகளும் அல்ல.

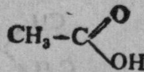
நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியமான கீட்டோனாக இருப்பது டைமீத்தைல் கீட்டோன் அல்லது அசிட்டோனாகும்.

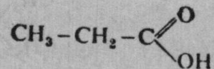
அசிட்டோன் $CH_3—CO—CH_3$: இது ஒருநிறமற்ற தனிச்சிறப்பு வாய்ந்த மணமுடைய நீர்மம். கொதிநிலை 56·2°C. நீருடன் கலக்கிறது. இது பல கரிமப் பொருள்களுக்குச் சிறந்த கரைப்பானாக உள்ளது. இதன் காரணமாக சாயம் மற்றும் வார்னிஷ் தொழிற்சாலைகளிலும் சில வகை செயற்கைப்பட்டு. உடையாத கரிமக் கண்ணாடி மற்றும் படக்காட்சி ஏடு ஆகியவற்றைத் தயாரிப்பதற்கும் இது பரவலாக பயன்படுகிறது. இது பல கரிமச் சேர்மங்களைத் தொகுப்பு முறையில் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

168. கார்பாக்சிலிக் அமிலங்கள்

இவை  என்ற அணுத் தொகுதியை மூலக்கூறுகளில் பெற்றுள்ளன. இவ்வகைச் சேர்மங்களின் பண்புகாட்டும் தொகுதி இதுவே. இது கார்பாக்சில் தொகுதி எனப்படும். அமிலங்களுக்குச் சில எடுத்துக் காட்டுகள்.

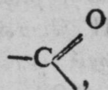

ஃபார்மிக் அமிலம்


அசிட்டிக்அமிலம்

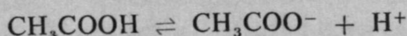

புரோப்பியானிக் அமிலம்

மேற்காட்டப்பட்டுள்ள வாய்பாடுகளிலிருந்து, கார்பாக்சிலிக் அமில மூலக்கூறுகளும் ஆல்கஹால்களைப் போலவே ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளைப் பெற்றுள்ளன எனத் தெரிகிறது. இக் காரணத்தினால் அமிலங்க்ள் சில பண்புகளில் ஆல்கஹால்களை

ஒத்துள்ளன; ஆனால் அமிலங்களில் ஹைட்ராக்சில் தொகுதி

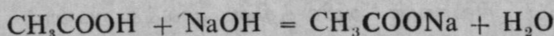
 என்ற அணுத் தொகுதியின் கட்டுப்பாட்டுள்

உள்ளது. மாறாக, ஆல்கஹால்களில் இத் தொகுதி ஹைட்ரோ கார்பன் உறுப்பினால் மட்டும்தான் பாதிக்கப்படுகிறது. அமிலங்களில் ஹைட்ராக்சில் தொகுதியிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணு ஆல்கஹால்களில் இருப்பதைவிட அதிக அமிலப் பண்பைப் பெற்றிருப்பது, ஹைட்ராக்சில் தொகுதியை கார்பனைல் தொகுதி பாதிக்கச் செய்கிறது என்ற கருத்தை வெளிப்படுத்துவதாக உள்ளது; அமிலங்களின் ஹைட்ராக்சில் தொகுதியிலிருந்து உலோகங்களினால் ஹைட்ரஜன் அணு நேர்மின் அயனியாக எளிதில் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டு:



$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

இவ்வமிலங்கள் காரங்களுடன் உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன.



$$CH_3COOH + NaOH = CH_3COONa + H_2O$$

இருப்பினும் கார்பாக்சிலிக் அமிலங்கள் வலுவற்ற அமிலங்களாக இருப்பதால் அவற்றின் உப்புகள் நீராற் பகுப்பு அடைந்து விடுகின்றன.

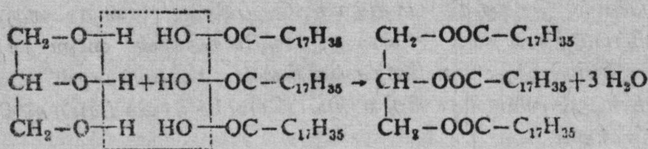
இவ்வமிலங்களின் மூலக்கூறிலுள்ள கார்பாக்சிலிக் தொகுதிகளின் எண்ணிக்கையின் அடிப்படையில் இவற்றை ஒரு காரத்துவ இரு காரத்துவ அமிலங்கள் என வகைப்படுத்தலாம்.

அசிட்டிக் அமிலம் CH_3COOH (கொதி நிலை *118·1°C*): மனிதனுக்கு தெரிந்திருந்த முதல் அமிலம் இதுவே. இது ஒயின் நொதிக்கும்போதும் மரத்தை உலர் காய்ச்சி வடிக்கும்போதும் உண்டாகிறது. குச்செரோவ் வினையின் மூலம் அசிட்டிலீனிலிருந்து பெறப்பட்ட அசிட்டால் டிஹைடை ஏற்றம் அடையச் செய்து இது தொழில்துறையில் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

அசிட்டிக் அமிலம் பல்வேறு வேதி வினைகளில் பயன்படுகிறது. பல்வேறு சாயங்கள், மருந்துகள், செயற்கை நூலிழைகள், சில வகைப் பிளாஸ்டிக்குகள் ஆகியவை பெருமளவில் தயாரிக்கப்படும் வினைகளில் பங்கு பெறுகிறது.

உயர் மூலக்கூறு எடைகளைக் கொண்ட, பால்மிட்டிக் $C_{15}H_{31}$—COOH மற்றும் ஸ்டீரிக் $C_{17}H_{35}$-COOH போன்ற திண்ம நிறைவுற்ற அமிலங்கள் மற்றும் ஒலியிக் $C_{17}H_{33}$-COOH போன்ற நீர்ம நிறைவுறு அமிலம் ஆகியவை விலங்கு மற்றும் தாவர உயிரினங்களில் எஸ்டர்களாக பரவிக் காணப்படுகின்றன. இயற்கைக் கொழுப்புகள் இவ்வமிலங்களின் கிளிசரின் எஸ்ட்டர் களாகும்.

இவற்றுள் ஒரு எஸ்ட்டர் உண்டாவதை கீழ்க்கண்டச் சமன்பாடு தெரிவிக்கிறது:



திண்ம கொழுப்புகள் முக்கியமாக பால்மிட்டிக் மற்றும ஸ்டீரிக் அமிலங்களின் எஸ்ட்டர்களைப் பெற்றுள்ளன; நீர்ம தாவர எண்ணெய்கள் ஒலீயிக் அமிலத்தின் எஸ்ட்டர்களாகும். எஸ்ட்ட ராக்கப்பட்ட நிறைவுறு அமிலத்தின் மூலக்கூறுகளின் கார்பன் அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள இரட்டைப் பிணைப்பில் ஹைட்ரஜனை கூடும்படிச் செய்து (நிக்கல் வினை வேகமாற்றியின் முன்னிலையில்) நீர்மக் கொழுப்புகளைத் திண்மங்களாக மாற்றலாம்.

எல்லா எஸ்ட்டர்களைப் போலவே, கொழுப்புகளும் நீராற் பகுப்பு (சோப்பாதல்) அடைகின்றன. இவ்வினை மெதுவாக நிகழ்கிறது; ஆனல், அடர் அமிலங்கள், காரங்கள், உலோக ஆக்ஸைடுகள் அல்லது உயிர்ப் பொருள்களில் உண்டாகும் கொதிகளினல் இவ்வினையின் வேகத்தை அதிகரிக்கச் செய்யலாம்.

நடுநிலை அல்லது அமில ஊடகத்தில் ஒரு கொழுப்பு நீராற் பகுப்பு அடையும்போது கிளிசரினும் மேற்குறிப்பிட்ட அமிலங் களும் உண்டாகின்றன; நீராற் பகுப்பு காரக் கரைசலில் நடைபெறும்போது அமிலங்கள் கிடைப்பதில்லை; ஆனல் **சோப்புகள்** எனப்படும் அவற்றின் உப்புகள்தான் (எடுத்துக் காட்டு; $C_{17}H_{35}$COONa—சோடியம் சோப்பு) கிடைக்கின்றன.

ஆளிவிதை எண்ணெய் போன்ற எண்ணெய்கள் ஒலீயிக் அமிலத்தைவிட அதிக நிறைவுருத் தன்மையுடைய, மூலக்கூறு களில் இரண்டு அல்லது மூன்று இரட்டைப் பிணைப்புகளைக்

கொண்ட அமிலங்களின் எஸ்ட்டர்களைப் பெற்றுள்ளன. இது போன்ற எண்ணெய்கள் ஒரு பரப்பின்மீது பூசப்படும்போது காற்றில் தாங்கவல்ல திண்ம ஏடுகளை உண்டாக்கும் பண்பைப் பெறுகின்றன; இவற்றை **உலர்த்தும் எண்ணெய்கள்** என்கிறோம்; இவை எண்ணெய் வர்ணங்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகின்றன. இவற்றை மிக விரைவாக உலரச் செய்வதற்கு எண்ணெய்கள் முதலிலேயே உலோக ஆக்ஸைடுகளின் முன்னிலையில் (Co, Mn அல்லது Pb ஆக்ஸைடுகள்) கொதிக்க வைக்கப்படுகின்றன. இவை ஏடு உண்டாவதற்கு வினை வேக மாற்றிகளாகச் செயல் படுகின்றன. இப்போது எண்ணெயை **கொதிக்க வைத்த எண்ணெய்** என்கிறோம்.

கார்பாக்சிலிக் அமிலங்களின் பல எஸ்ட்டர்கள் மற்றும் நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்கள் இனிய மணத்தைப் பெற்றுள்ளன. இவைத் தவாரங்களில் இருப்பதால்தான் தாவரங்களின் மலர்கள் மற்றும் பழங்கள் இனிய மணத்துடன் காணப்படுகின்றன. இவ்வெஸ்ட்டர்களில் சிலவற்றைச் செயற்கை முறையில் தயாரிக்கலாம். 'பழச்சாறுகள்' என்ற பெயரில் இவை மிட்டாய்கள் செய்வதற்கும் மென்மையான பானங்கள் மற்றும் வாசனைப் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுன்றன. ஐசோஅமைல் அசிட்டேட் $CH_3COOC_5H_{11}$ (பேரிவகை எண்ணெய்) செல்லுலாய்டுக்கு ஒரு கரைப்பானகப் பயன்படுகிறது.

அண்மை ஆண்டுகளில் எளிதில் பலபடியாகும் நிறைவுரு அக்ரிலிக் அமிலத்தின் சில பெறுதிகள் அதிக முக்கியத்துவம் பெற்றுள்ளன. இவற்றுள் ஒன்று **மீத்தைல் மெத்அக்ரிலேட்டாகும்** $CH_2 = C(CH_3)\text{-}COOH_3$. இந்த எஸ்ட்டரின் பலபடிகள் ஒளி புகவிடும் திண்மங்களாகவும் வெப்பத்தையும் ஒளியையும் தாங்க வல்லனவாகவும் உள்ளன. பல்வேறு வகைப் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படும் இலேசான மற்றும் வலுவான பிளக்ஸி கண்ணுடி ஓடுகளைத் தயாரிப்பதற்கு இவை பயன்படுகின்றன. உல்லனுக்குப் பதிலாகப் பயனுகும் நிட்ரான் என்ற தொகுப்பு நூலிழை அக்கிரிலோனைட்ரைல், $CH_2 = CH$



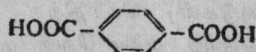
CN

பலபடியாதலினுல் விளையும் பொருளிலிருந்து பெறப்படுகிறது.

ஆக்சாலிக் அமிலம் HOOC—COOH: இரு காரத்துவமுடைய கார்பாக்சிலிக் அமிலங்களின்எளிய மாதிரிச் சேர்மமாக இருப்பது ஆக்சாலிக் அமிலம். இது எளிதில் நீரில் கரையும் ஒரு படிக வடித்தான திண்மம். இது பல தாவரங்களில் அமில பொட்டாசியம்

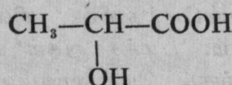
உப்பாகக் காணப்படுகிறது; துணிகளுக்குச் சாயம் ஊட்ட இது பயன்படுகிறது.

டெரிதாலிக் அமிலம்: இது ஆரோமேட்டிக் வரிசையைச் சேர்ந்த ஒரு இரு காரத்துவ அமிலமாகும். இதன் அமைப்பு வாய்பாடு,



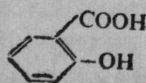
இவ்வமிலத்தின் டைமீத்தைல் எஸ்ட்டரும் எத்திலீன் கிளைக் காலும் பங்குபெறும் சுருக்க வினையின் விளைபொருள் **லாவ்சான்** என்ற செயற்கை நூலிழையை உற்பத்திச் செய்வதற்குப் பயன் படுகிறது.

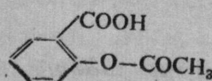
லாக்டிக் அமிலம்



வெவ்வேறு பண்பு காட்டும் தொகுதிகளுடன் அமிலங்கள் மற்றும் ஆல்கஹால்கள் ஆகிய இரண்டு பண்புகளையும் காட்டும் ஒரு சேர்மத்திற்கு இவ்வமிலம் எடுத்துக்காட்டாகும். சிறப்பான பாக்டீரியாக்களினல் நிகழ்த்தப்படும் சர்க்கரையைக் கொண்ட பொருள்களின் லாக்டிக் நொதித்தலின்போது இது உண்டாகிறது. புளித்த பால், Sauerkrant, Siloed fodder ஆகியவற்றிலும் இது அடங்கியுள்ளது.

அரோமேட்டிக் வகையைச் சேர்ந்த இதனை ஒத்த ஒரு சேர்மம் **சாலிசிலிக் அமிலமாகும்** $C_6H_4(OH)COOH$ **ஆஸ்ப்பிரின்** எனப்படும் இதன் அசிட்டேட் காய்ச்சலைக் குறைக்கும் மருந்தாகப் பயன்படுகிறது.





சாலிசிலிக் அமிலம் ஆஸ்ப்பிரின்

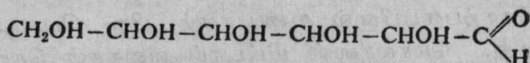
169. கார்போஹைட்ரேட்டுகள்

பல்வேறு சர்க்கரைகள் மற்றும் நீராற்பகுப்பின்போது சர்க்கரைகளாக மாறும் பொருள்கள் இதில் அடங்கும். கார்போ

ஹைட்ரேட்டுகளை மூன்று வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்: **மோனோ சாக்கரைடுகள், டை சாக்கரைடுகள்** மற்றும் **பாலிசாக்கரைடுகள்.**

மோனோசாக்கரைடுகள் வகையைச் சேர்ந்த ஒரு எளிய கார்போஹைட்ரேட்டுக்கு **குளுக்கோஸ்** அல்லது **திராட்சை சர்க்கரை** ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும். இது ஒரு படிக வடித்தான இனிய சுவையுடைய எளிதில் நீரில் கரையும் பொருள். குளுக்கோஸ், திராட்சை சாறு, பல பழங்கள் மற்றும் விலங்கு மனித இரத்தம் ஆகியவற்றில் மிகு அளவில் காணப்படுகிறது. தசைகள் வேலை செய்வது முக்கியமாக குளுக்கோஸ் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும் போது உண்டாகும் ஆற்றலைப் பொருத்துள்ளது.

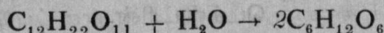
குளுக்கோஸ் ஒரு ஆல்டிஹைடு—ஆல்கஹாலாகும். இதன் மூலக்கூறுகளுக்கு கீழ்க்கண்ட அமைப்பு வழங்கப்படுகிறது.



குளுக்கோஸ் துணிகளைத் தயாரிக்கும்போது முடிவு வேலைக்காகவும், கண்ணாடிகளை உற்பத்திச் செய்வதற்கும் மற்றும் மருந்தாகவும் பயனாகிறது.

சாதாரண **பீட் சர்க்கரை** $C_{12}H_{22}O_{11}$ ஒரு டைசாக்கரைடாகும். இது, பீட் சர்க்கரை (15% அளவு வரை) கரும்புச் சர்க்கரை, ஒரு வகை மரப் பால் மற்றும் சில பழச் சாறுகளிலும் அடங்கியுள்ளது.

அமிலக் கரைசலில் சூடு செய்தால் டைசாக்கரைடுகள் மோனோசாக்கரைடுகளாக நீராற் பகுப்படைகின்றன:



$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow 2C_6H_{12}O_6$$

பாலிசாக்கரைடுகள் கார்போஹைட்ரேட்டுகளின் மூன்றாவது வகையாகும். இவை மோனோ மற்றும் டைசாக்கரைடுகளிலிருந்து பல வகைகளில் வேறுபட்டுள்ளன. இவற்றிற்கு இனிய சுவை கிடையாது; இவற்றுள் பெரும்பாலானவை நீரில் கரைவதில்லை. பாலிசாக்கரைடுகளின் மூலக்கூறுகள் பல $—C_6H_{10}O_5—$ தொகுதிகளினால் ஆனவை; எனவே இவற்றின் இயைபை $(C_6H_{10}O_5)x$ என்ற பொது வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கலாம். ஸ்டார்ச், செல்லுலோஸ் ஆகியவை பாலிசாக்கரைடுகளாகும்.

ஸ்டார்ச் $(C_6H_{10}O_5)x$: ஒளிச் சேர்க்கையின் காரணமாகத் தாவர இலைகளில் ஸ்டார்ச் உண்டாகிறது. இது, கனுக்கள்,

வேர்கள் மற்றும் தானியங்களிலும் சேகரமடைந்து காணப் படுகிறது. மனித மற்றும் விலங்குகளின் செரிமான வழியில் ஸ்டார்ச் நீராற்பகுப்படைந்து குளுக்கோஸாக மாறுகிறது. இதனை உயிர் உறுப்புகள் செரிமானம் செய்கின்றன.

தொழில்துறையில் பல மணி நேரங்கள் ஸ்டார்ச் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து கொதிக்க வைத்து குளுக் கோஸாக மாற்றப்படுகிறது (நிர்ச்சாஃப்முறை). உண்டாகும் கரைசலினின்று சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை நீக்குவதற்கு சுண்ணும்புக் கட்டிச் சேர்க்கப்படுகிறது. இது சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினை புரிந்து கரையாத $CaSO_4$-ஐ உண்டாக்குகிறது. வீழ்படிவை வடித்து நீக்கிவிட்டு கரைசல் ஆவியாக்கப்படுகிறது. இப்போது இனிய பாகு போன்ற ஸ்டார்ச் மொலாஸஸ் என்ற பொருள் கிடைக்கிறது. இது, குளுக்கோஸோடு மேலும் மிகுந்த அளவில் ஸ்டார்ச் நீராற்பகுப்பினுல் உண்டாகும் பிற பொருள்களையும் பெற்றுள்ளது. மொலாஸஸ் மிட்டாய் வகைகள் செய்வதற்கும் பல்வேறு தொழில்துறைகளுக்கும் பயன்படுகிறது.

தூய குளுக்கோஸ் தேவைப்படும்போது, ஸ்டார்ச்சை முழுவதுமாக குளுக்கோஸாக மாற்றுவதற்கு உகந்தவாறு நீண்ட நேரம் கொதிக்க வைக்கப்படுகிறது. நடுநிலையாக்கி வடிகட்டிய பின் கிடைக்கும் கரைசலை, குளுக்கோஸ் படிகங்கள் பிரியத் தொடங்கும் வரை சுருங்கச் செய்யவேண்டும்.

உலர் ஸ்டார்ச்சை 200 அல்லது 250°C-க்குச் சூடு செய்தால் பகுதியளவு சிதைந்து, ஸ்டார்ச்சைவிட குறைந்த சிக்கலான இயைபைக் கொண்ட பாலிசாக்கரைடுகளின் ஒரு கலவையைத் தருகிறது. இந்தக் கலவை **டெக்ஸ்ட்ரின்** எனப்படும். இது துணி களின் முடிவு வேலைக்காகவும் பசைகளைத் தயாரிப்பதற்காகவும் பயன்படுகிறது. சுட்ட ரொட்டியின் மீது பளபளப்பான ஏடு உண்டாவதற்கும் ஸ்டார்ச்சு போடப்பட்ட லினன் துணியின் பொலிவுக்கும் காரணமாக இருப்பது ஸ்டார்ச்சு டெக்ஸ்ட்ரினாக மாறுவதாகும்.

செல்லுலோஸ் $(C_6H_{10}O_5)x$: இது தாவர செல்களினுடைய உறைகளின் முக்கியப் பகுதிப் பொருளாகும். சிலவகை செல்லு லோஸில் x-ன் மதிப்பு சுமார் 1,500 ஆக உள்ளது. இயற்கையில் காணப்படும் மிகத் தூய செல்லுலோஸ் பஞ்சு நூலிழை ஆகும். இதில் 85-90% செல்லுலோஸ் உள்ளது. கூம்பு வடிவான மரங் களின் கட்டை சுமார் 50% செல்லுலோஸைப் பெற்றுள்ளது.

செல்லுலோஸின் முக்கியத்துவம் மிக அதிகம். பஞ்சு துணிகள் உற்பத்திச் செய்வதற்கு பயன்படும் பஞ்சு நூலிழையின் மிகு அளவைக் குறிப்பிடுவதே போதுமானதாகும். செல்லுலோஸ் காகிதம் பலகை மற்றும் வேதிமுறையில் செயற்கை நூலிழை, பிளாஸ்ட்டிக்குகள், வார்னிஷ்கள், புகையில்லாத வெடிமருந்து, ஈத்தைல் ஆல்கஹால் போன்ற பல்வேறு வகைப் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

தொழில்துறையில் மரக்கட்டையிலிருந்து பல்வேறு முறைகளில் செல்லுலோஸ் தயாரிக்கப்படுகிறது. இவற்றுள் மிகப் பொதுவான முறையாக இருப்பது, மரக்கூழை உயர் வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் கால்சியம் அமில சல்ஃபைட்டுக் $Ca(HSO_3)_2$ கரைசலுடன் வினைபுரியச் செய்வது தான். மரம் சிதைந்து அதிலுள்ள லிக்னின் கரைசலுக்குச் செல்கிறது; செல்லுலோஸ், எந்த மாற்றமும் பெறுமல் இருக்கும். பின் கரைசலினின்று செல்லுலோஸைப் பிரித்தெடுத்து நீரால் கழுவி உலர்த்தி மேலும் விளைக்கு, உட்படுத்துகிறுர்கள். இவ்வாறு பெறப்பட்ட செல்லுலோஸை **சல்ஃபைட் செல்லுலோஸ்** என்கிறோம்.

செல்லுலோஸ் நீர், ஈத்தர், ஆல்கஹால் ஆகியவற்றில் கரைவதில்லை; நீர்த்த அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் வலுக்குறைந்த ஏற்றிகளினுல் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

செல்லுலோஸைச் சிறிதுநேரம் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்தால், சிறிதளவு நீராற் பகுப்படைந்து **அமைலாய்டு** என்ற பண்புகளில் ஸ்டார்ச்சை மிகவும் ஒத்த ஒரு பொருளாக மாறுகிறது. வெட்டாத காகிதத்தை மிகச் சிறிது நேரத்திற்கு அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் நனைத்து எடுத்து பின் கழுவினுல், உண்டான அமைலாய்டு காகித நூலிழைகளை இறுகச் செய்கிறது; இதனுல் காகிதம் அடர்வானதாகவும் வலுவானதாகவும் மாறுகிறது. இவ்வாறுதான் **பார்ச்மென்ட் காகிதம்** தயாரிக்கப்படுகிறது.

கனிம அமிலங்களின் நீண்ட நேர செயலினுல் செல்லுலோஸ் ஹைட்ரோ செல்லுலோஸாக மாறுகிறது. இது, மாற்றம் அடையாத செல்லுலோஸ், சிதைவு மற்றும் நீராற் பகுப்பினுல் உண்டான பொருள்கள் ஆகியவற்றின் கலவையாகும். அமிலங்களின் தீவிர செயல்களினுல் ஹைட்ரோசெல்லுலோஸ் நீராற் பகுப்பு அடைந்து முடிவில் குளுக்கோஸாக மாறுகிறது.

குளுக்கோஸ் அதன் மூலக்கூறுகளில் ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளைப் பெற்றிருப்பதால் ஈத்தர்கள் மற்றும் எஸ்ட்டர்களை உண்டாக்குகிறது. ஸெல்லுலோஸ் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலத்தின் எஸ்ட்டர்கள் (நைட்ரோ ஸெல்லுலோஸ்) புகையில்லாத வெடி மருந்து, ஸெல்லுலாய்டு, பல்வேறு வகை ஃபிலிம்கள் (ஒளிப்படம் படக்காட்சி) மற்றும் நைட்ரோ வார்னிஷ்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகின்றன.

ஸெல்லுலோசின் அசிட்டேட் எஸ்ட்டர்கள் (ஸெல்லுலோஸ் அசிட்டேட்டுகள்) எரியாத ஒளிப்பட மற்றும் படக்காட்சி ஃபிலிம்கள் பல்வேறு ஒளிபுகும் தன்மை வாய்ந்த பிளாஸ்டிக்குகள் மற்றும் வார்னிஷ்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகின்றன.

தொழில்துறை முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக இருப்பது ஸெல்லுலோஸை வேதியிய முறைக்கு உட்படுத்திச் செயற்கை நூலிழையை உற்பத்தி செய்வதுதான்[1].

ஸெல்லுலோஸிலிருந்து செயற்கை நூலிழையைத் தயாரிப்பதற்கு மூன்று முறைகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. அவை, விஸ்கோஸ் அசிட்டேட் மற்றும் காப்பர்—அம்மோனியா முறைகள் எனப்படும்.

விஸ்கோஸ் முறையில் நூலிழையைப் பெறுவதற்கு ஸெல்லுலோஸ் முதலில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடனும் பின் கார்பன் டை சல்ஃபைடுடனும் வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது. கிடைக்கும் ஸான்த்தோ-ஸெனேட் என்னும் ஆரஞ்சு நிறப் பொருளை நீர்த்த NaOH கரைசலில் கரைத்தால் விஸ்கோஸ் உண்டாகிறது. இது, நுண் துளைகளைக் கொண்ட மூடிகளின் வழியாக சல்ஃபூரிக் அமிலக்கரைசலைப் பெற்றுள்ள ஒருவீழ்படிவாக்கும் தொட்டிக்குள் வேகமாகப் பீச்சப்படுகிறது. சல்ஃபூரிக் அமில செயலினால் விஸ்கோஸ் சிதைந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் கார்பன் டை சல்ஃபைடும் விடுவிக்கப்பட்டு ஸெல்லுலோஸ் ஹைட்ரேட் எனப்படும் வேறொரு வகையான ஸெல்லுலோஸின் நூல் இழைகள் உண்டாகின்றன. இந்த நூல் இழைகள் **விஸ்கோஸ்** அல்லது **ரேயான் நூல் இழைகள்** என்றழைக்கப்படுகின்றன.

செயற்கை நூலிழைகளை உற்பத்தி செய்வதற்கு மிகவும் பரவலாகக் காணப்படும் முறை **விஸ்கோஸ்** முறையாகும். 1962-ல்

[1] செயற்கை நூலிழை என்பது இயற்கைப் பொருள்களை (முக்கியமாக ஸெல்லுலோஸ்) வேதியிய முறைக்கு உட்படுத்திப் பெறப்படும் நூலிழையாகும்; ஆனால் தொகுப்பு நூலிழை என்பது சிறப்பான முறையில் தொகுக்கப்பட்ட சில வேதியியப் பொருள்களிலிருந்து பெறப்படும் நூலிழையாகும்.

முதலாளித்துவ நாடுகளில் இம்முறையில் பெறப்பட்ட செயற்கை மற்றும் தொகுப்பு நூலிழைகளின் அளவு 60% ஆகும்.

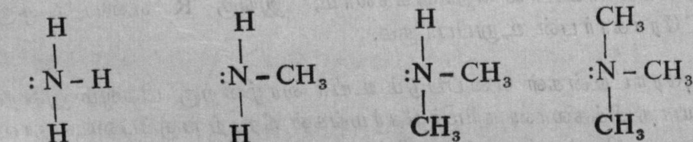
அசிட்டேட் முறையில்: அசிட்டைல் ஸெல்லுலோஸின் அசிட்டோன் கரைசல் சூடான காற்றினூடே நுண் துளைகளைக் கொண்ட மூடியின் வழியாகப் பீச்சப்படுகிறது. அசிட்டோன் ஆவியாகிறது; கரைசலின் தாரைகள் நுண்ணிய அசிட்டேட் நூலிழைகளாக மாறுகின்றன. 1962-ல் முதலாளித்துவ நாடுகளில் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட மொத்த செயற்கை மற்றும் தொகுப்பு நூலிழைகளில் அசிட்டேட் நூலிழையின் அளவு 9% ஆகும்.

மிகவும் குறைவாகப் பயன்படும் முறை காப்பர்-அம்மோனியா முறையாகும். இம்முறையில், குப்ரிக் ஆக்ஸைடின் அம்மோனியாக் கரைசலில் $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ கரையும் ஸெல்லுலோஸின் தனிப் பண்பு பயன்படுத்தப்படுகிறது. இக் கரைசலை அமிலங்களுடன் வினைப்படுத்தி இதில் கரைந்துள்ள ஸெல்லுலோஸ், ஸெல்லுலோஸ் ஹைட்ரேட்டாக வீழ்படிவாக்கப்படுகிறது. நூலிழைகளைப் பெறுவதற்கு காப்பர்-அம்மோனியாக் கரைசலை வீழ்படிவாக்கும் தொட்டிக்குள் நுண் துளைகளைக் கொண்ட மூடியின் வழியாகப் பீச்சப்படுகிறது.

170. அமீன்கள், அமினோ அமிலங்களும் புரோட்டீன்களும்

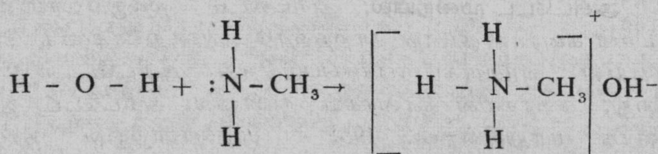
மூலக்கூறு அமைப்பில் அமீன்கள் அம்மோனியாவின் பெறுதிகளாகக் காணப்படுகின்றன. இவற்றை அம்மோனியா மூலக்கூறிலுள்ள ஒன்று, இரண்டு அல்லது எல்லா ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும் ஹைட்ரோ கார்பன் உறுப்புகளால் பதிலீடுச் செய்யக் கிடைக்கும் பொருள்கள் எனக் கருதலாம்.

ஒப்பிட்டு நோக்குவதற்காக அம்மோனியா மற்றும் சில அமீன்களின் வாய்பாடுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன:

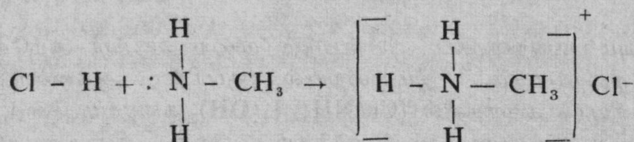


அமைப்பில் காணப்படும் ஒற்றுமைப் பண்புகளில் காணப்படும் ஒற்றுமையை விளக்குகிறது. அம்மோனியாவைப் போல

அமீன்களும் நீர் அல்லது அமில மூலக்கூறுகளினின்று புரோட்டான்களைப் பிரித்தெடுத்து அவற்றுடன் கூடும் திறனுடையவை களாக உள்ளன.



மீத்தைல் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு

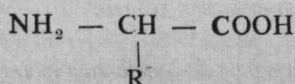


மீத்தைல் அம்மோனியம் குளோரைடு

அமீன்களுள் மிக முக்கியமான சேர்மமான அனிலினைப் $C_6H_5NH_2$ பற்றி முன்பே குறிப்பிடப்பட்டுள்ளது.

இயற்கை வினை முறைகளில் மிகவும் முக்கியத்துவம் பெற்றதாக இருப்பவை: **அமினோ அமிலங்களாகும்;** இவற்றின் மூலக்கூறுகள் அமினோத் தொகுதிகளையும்—NH_2 கார்பாக்சில் தொகுதிகளையும் —COOH பெற்றுள்ளன.

எளிய அமினோ அமிலத்திற்கு அமினோ அசிட்டிக் அமிலம் $NH_2—CH_2—COOH$ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும். மற்ற அமினோ அமிலங்களின் அமைப்பை



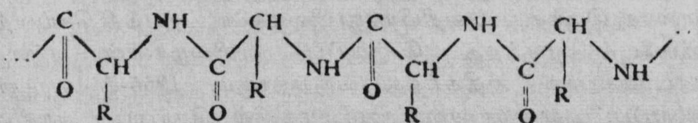
என்ற வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கலாம்; இங்கு **R** என்பது ஒரு ஹைட்ரோகார்பன் உறுப்பாகும்.

புரோட்டீன்கள் எனப்படும் உயிர் வாழ்விற்கு மிகவும் இன்றியமையாத சிக்கலான கரிமச் சேர்மங்கள் நீராற் பகுப்படைவதால் அமினோ அமிலங்கள் உண்டாகின்றன.

புரோட்டீன்களின் இயைபில் கார்பன், ஹைட்ரஜன, ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் மற்றும் சல்ஃபர், பாஸ்ஃபரஸ், அயர்ன், போன்ற பிற தனிமங்களும் அடங்கும். புரோட்டீன்களின் மூலக்

கூறு எடைகள் மிக அதிகமாக, 15,000-லிருந்து பல மில்லியன் களாக உள்ளன. புரோட்டீன்கள் உயிர்ப் பொருள்களின் எல்லா தசை இழைகளிலும் இரத்தம் மற்றும் எலும்புகளிலும் அடங்கியுள்ளன. எல்லா நொதிகளும் சிக்கலான புரோட்டீன் களாகும். தோல், மயிர், கம்பளி, இறகுகள், கொம்புகள், குளம்புகள், நகங்கள் ஆகிய எல்லாவற்றிலும் புரோட்டீன்கள் உள்ளன.

புரோட்டீன்களின் அமைப்பு மற்றும் அவற்றைப் பெறுவதற் கான தொகுப்பு முறைகள் இன்று வரை இன்னும் சரியாக நிறுவப்படவில்லை. தற்சமயம், புரோட்டீன் மூலக்கூறுகள் 25-30 வரையான வெவ்வேறு அமினோ அமிலங்களின் உறுப்புகளை மிக அதிகமான எண்ணிக்கையில் பெற்றிருக்கின்றன என நிரூபிக் கப்பட்டுள்ளது. இவை பல புரோட்டீன்களில் கீழ்க்கண்டவாறு இணைக்கப்பட்டுக் காணப்படுகின்றன.

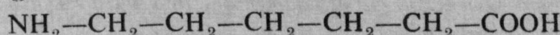


பட்டு புரோட்டீன்களின் அமைப்பு இவ்வாறுதான் உள்ளது.

கிடைத்துள்ள விவரங்கள், புரோட்டீன்களில், அவற்றின் மூலக்கூறுகளினுடைய அமைப்பு உறுப்புகளுக்கு இடையே உள்ளது போன்ற, இணைப்புகளைக் கொண்ட புதிய பொருள்களை, தொகுப்பு முறையில் பெறுவதற்கு உதவியாக இருந்தது.

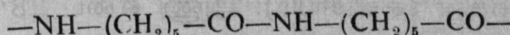
இம்முறையில் காப்ரான் மற்றும் நைலான் எனப்படும் தொகுப்பு பாலிஅமீன் நூலிழைகள் பெறப்பட்டன. இந்நூலிழை கள் சில பண்புகளில் இயற்கைப் பட்டைவிட சிறந்தவைகளாக உள்ளன.

காப்ரான்: இது அமினோகாப்ரானிக் அமிலத்தின் பாலி சேர்மமாகும்.



$$NH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$$

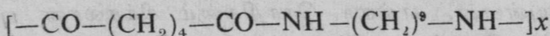
இப் பொருளினுடைய மூலக்கூறின் ஒரு பகுதி கீழே காட்டப் பட்டுள்ளது.



$$-NH-(CH_2)_5-CO-NH-(CH_2)_5-CO-$$

நைலான் அல்லது **அனைடு:** இரு காரத்துவ அடிப்பிக் அமிலத்தை $HOOC-(CH_2)_4-COOH$ ஹெக்சா மெத்திலீன்டை

அமீனுடன் NH_2—$(CH_2)_6$—NH_2 சுருக்க வினையில் பங்கு பெறச் செய்து நைலான் பெறப்படுகிறது நைலான் மூலக்கூறின் அமைப்பு பின்வருமாறு:



$$[—CO—(CH_2)_4—CO—NH—(CH_2)_6—NH—]x$$

மற்றொரு பாலி அமைடு நூலிழை, அமினோ ஹெப்டானோயில் அமிலத்தின் NH_2 — $(CH_2)_6$ COOH பாலி சுருக்க வினையின் மூலம் பெறப்படும் **எனன்ட்** ஆகும்.

செயற்கை மற்றும் தொகுப்பு நூலிழைகளை (இப்போது பொதுவாக வேதியிய நூலிழைகள் எனப்படுகிறது) உற்பத்தி செய்வது வேதியியத் தொழில்துறையின் ஒரு பிரிவாக உள்ளது. தற்போது இது மிக வேகமாக வளர்ந்து வருகிறது. முதலாளித்துவ நாடுகளில் மட்டும் 1962-ல் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட இந் நூலிழைகளின் அளவு 3,284·1 ஆயிரம் டன்களாகும்; இது எல்லா வகையான நூலிழைகளின் மொத்த உற்பத்தியில் 30% அளவாக இருந்தது. வேதியிய நூலிழைகளை உற்பத்தி செய்வதில் குறிப்பிடத் தகுந்தது தொகுப்பு நூலிழைகளின் பங்கைத் தொடர்ச்சியாக அதிகரித்து வருவதாகும். 1955-ல் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட எல்லா வகை நூலிழைகளில் தொகுப்பு நூலிழைகள் 10·4 விழுக்காடாக இருந்தது. 1962-ல் 30·9 விழுக்காடாக உயர்ந்துவிட்டது.

சோவியத் நாடு 1940-ல் 1·1 ஆயிரம் டன்கள் அளவுதான் செயற்கை நூலிழையை உற்பத்தி செய்தது. போருக்குப் பின்னல் எல்லாவகை வேதியிய நூலிழைகளும் மிகு அளவில் உற்பத்தி செய்யப்பட்டன. 1955-ல் 110·5 ஆயிரம் டன்களாகவும், 1963-ல் 308 ஆயிரம் டன்களாகவும் உயர்ந்தது. பயன்படுத்தப்படும் நூலிழைகள் மற்றும் பல்வேறு வகைத் தொழில்துறைப் பொருள்களின் மதிப்பை உயர்வாக்குவதற்கு, செயற்கை மற்றும் தொகுப்பு நூலிழைத் தொழில்துறையை, நன்கு வளர்த்து விரிவாக்குவதற்கு அதிக முக்கியத்துவம் அளிக்க வேண்டியிருந்ததால், பொதுவுடமைக்கட்சி மற்றும் சோவியத் அரசு அடுத்த பத்து ஆண்டுகளில் எல்லாவகை வேதியிய நூலிழைகளின், முக்கியமாக மிகச் சிறந்த தொகுப்பு நூலிழைகளின் உற்பத்தியை மிகப் பெருமளவில் உயர்த்துவதற்கான எல்லா வழிவகைகளையும் மேற்கொண்டன.

சிலிக்கன் (சிலிசியம்): அணு எடை 28·086

சிலிக்கன், தனிமவரிசை அட்டவணையில் நான்காவது தொகுதியில் கார்பனுக்கு நேர் கீழாக உள்ளது. இது கார்பனுடன் பெரிதும்

ஒத்துள்ளது. கார்பனைப்போல, சிலிக்கனும் எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக்கொள்ளவும் இழக்கவும் செய்கிறது: ஆனால் எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக்கொள்ளும் இதன் திறன், அதாவது இதன் அலோகப் பண்புகள் கார்பனுக்குரியதைவிட சிறிது குறைந்து காணப்படுகின்றன. சிலிக்கன் சேர்மங்களில் மிக முக்கிய மாதிரிச் சேர்மங்களாக இருப்பவை அதன் +4 இணைதிறன் சேர்மங்களாகும்.

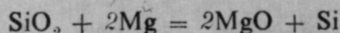
171. காணப்படும் விதம், தயாரித்தல் மற்றும் பண்புகள்

இயற்கையில் மிகு அளவில் காணப்படும் தனிமங்களில் சிலிக்கனும் ஒன்று. இது ஆய்ந்தறிவதற்கு ஏதுவாக உள்ள பூமியின் மேலோட்டிலுடைய பகுதியில் 26 விழுக்காட்டளவைப் பெற்றுள்ளது. மிகையாகக் காணப்படும் தனிமங்களில் இது இரண்டாவது இடத்தைப் பெறுகிறது.

சிலிக்கன் இயற்கையில் சேர்ம வடிவங்களில் மட்டும்தான் காணப்படுகிறது; **சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடு** அல்லது **சிலிக்கா** எனப்படும் ஆக்ஸைடாகவும் SiO_2 சிலிசிக் அமிலத்தின் உப்புகளாகவும் (சிலிக்கேட்டுகள்) கிடைக்கிறது. மிகப் பரவலாகக் காணப்படும் இதன் இயற்கை சேர்மங்கள் அலுமினியத்தைக் கொண்டுள்ள அலுமினோ சிலிக்கேட்டுகளாகும். இவற்றுள் ஃபெல்ஸ்பார், மைக்கா, வெள்ளைக்களிமண் மற்றும் பல கனிமங்கள் அடங்கும்.

எல்லா கரிமப் பொருள்களிலும் ஒரு உறுப்பாக உள்ள கார்பன் விலங்கு மற்றும் தாவரங்களில் மிக முக்கியமான தனிமமாக இருப்பதுபோல, சிலிக்கனும் பூமியின் மேலோட்டை உருவாக்கும் கனிமங்கள் மற்றும் பாறைகளில் ஒரு முக்கியத் தனிமமாக உள்ளது; இவை பெரும்பாலும் முழுமையாக சிலிக்கன் சேர்மங்களையே பெற்றுள்ளன. சிலிக்கன் சேர்மங்கள் பூமியின் மேலோட்டில் இருப்பதோடு சில தாவரங்களின் (குதிரைவால் தாவரம், தானியங்கள்) தண்டுகள், பல டைஆட்டம் மண் உறைகள். தாழ்ந்த கடற்பாசிகள், பறவைகளின் இறகுகள் மற்றும் விலங்குகளின் மயிர் ஆகியவற்றிலும் காணப்படுகிறது.

மக்னீசியத்தை தூய சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடின் இயைபைக் கொண்ட மிக நுண்மையான வெண்மை நிறமுடைய மணலுடன் சேர்த்து நன்ருகச் சூடுசெய்து தனிசிலிக்கன் பெறப்படுகிறது.



$$SiO_2 + 2Mg = 2MgO + Si$$

இவ்வாறு பெறப்பட்ட படிக வடிவற்ற சிலிக்கன் ஒரு பழுப்பு நிறத்தூளின் தோற்றத்தையும் பெற்றுள்ளது: இதன் அடர்த்தி

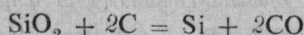
ஏறக்குறைய 2.0 கி./செ.மீ³ சிலிக்கன் உருகிய உலோகங்களில் இலேசாகக் கரைகிறது. சிங்க் அல்லது அலுமினியத்தில் கரைக் கப்பட்ட சிலிக்க கரைசலை மெதுவாக குளிரச் செய்தால், சிலிக்கனின் எண்முக வடிவப் படிவங்கள் தோன்றுகின்றன. படிக சிலி கன் எஃகு போன்ற உலோகப் பொலிவைப் பெற்றுள்ளது. இதன் உருகுநிலை சுமார் 1,420°C; அடர்த்தி 2.42கி./செ.மீ³.

மிகத்தூய சிலிக்கன் மின்சாரத்தைக் கடத்துவதே இல்லை. இருப்பினும், மிகக் குறைந்த அளவில் மாசுக்களைப் பெற்றிருந் தாலும் இது மின் கடத்தியாக மாறி விடுகிறது.

சிலிக்கன் முக்கியமாக பல்வேறு உலோகக் கலவைகளில் பயன்படுகிறது. நான்கு விழுக்காடு சிலிக்கனைக்கொண்ட அயர்ன் உயர் காந்த ஏற்புத் திறனுடன் காணப்படுகிறது; இது மின் அழுத்த மாற்றிகளை உற்பத்தி செய்வதற்குப் பயன்படுத்தப் படுகிறது. சிலிக்கனை மிகை அளவில் கொண்ட அயர்ன் உலோகக் கலவைகள் மிகச் சிறந்த அமிலம் தாங்கவல்ல பொருள்களாக உள்ளன. அலுமினியம் மற்றும் காப்பருடன் சிலிக்கன் தரும் உலோகக் கலவைகள் மிக்வும் பயனுடையவைகளாக உள்ளன. சிலஉலோக ஆக்ஸைடுகளை ஒடுக்குவதற்கும் சிலிக்கன் பயனுகிறது.

இப்போது ஜெர்மானியத்தோடு சிலிக்கனும் ரேடியோ மற்றும் மின் பொறியியல் துறையில் குறை மின்கடத்தி கருவிகளைப் பெருமளவில் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

வாணிப முறையில், சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடை மின் உலைகளில் நிலக்கரியைக் கொண்டு ஒடுக்கி, சிலிக்கன் தயாரிக்கப் படுகிறது.



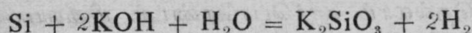
$$SiO_2 + 2C = Si + 2CO$$

இம்முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட சிலிக்கனில் எப்போதும் சிறிதளவு மாசுகள் இணைந்தே காணப்படுகின்றன. மிகவும் தூய சிலிக்கனைப் பெறுவதற்கு, சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடை அலுமினியம் கொண்டு அல்லது சிலிக்கன் டெட்ராகுளோரைடை $SiCl_4$ சிங்க் கொண்டு ஒடுக்கப்படுகிறது. சிலிக்கன் டெட்ராகுளோரைடை செஞ்சூடான டான்டலம் பட்டையின் மீது சிதைந்து மேலும் தூய சிலிக்கன் பெறப்படுகிறது.

வேதியியப் பண்புகளில் சிலிக்கன் (முக்கியமாக படிக வடித்தானது) வலிமையோடு செயல்படுவதில்லை; சாதாரண வெப்பநிலைகளில், இது நேரடியாக ஃபுளூரினுடன் மட்டும் தான்

கூடுகிறது. சூடு செய்தால், படிக வடிவற்ற சிலிக்கன் எளிதில் ஆக்ஸிஜன், ஹாலஜன்கள் மற்றும் சல்ஃபருடன் கூடுகிறது.

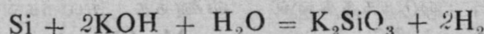
அமிலங்கள் சிலிக்கனைத் தாக்குவதில்லை. ஆனால் காரங்கள் இதனுடன் தீவிரமாக வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனையும் சிலிசிக் அமிலத்தின் உப்புகளையும் உண்டாக்குகின்றன.



$$Si + 2KOH + H_2O = K_2SiO_3 + 2H_2$$

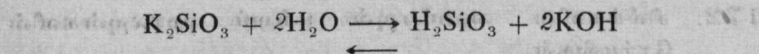
சிலிக்கன், சிறிதளவு காரத்தின் முன்னிலையில் நீரிலிருந்து கூட ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யுமாதலால் (காரம் வினைவேக மாற்றியாகச் செயல்புரிகிறது). இவ்வினையை இரண்டு வழிகளில் நிகழ்வதாகக் காட்டலாம்:

(a) காரம் சிலிக்கனைக் கரைக்கிறது:



$$Si + 2KOH + H_2O = K_2SiO_3 + 2H_2$$

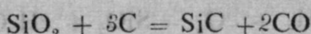
(b) குறைவாகப் பிரியும் சிலிசிக் அமிலத்தின் உப்பு நீராற் பகுப்பு அடைகிறது:



$$K_2SiO_3 + 2H_2O \rightleftarrows H_2SiO_3 + 2KOH$$

நீராற் பகுப்பினால் உண்டான காரம் சிலிக்கனின் புதிய பகுதிகளுடன் வினைபுரிகிறது.

ஹைட்ரோஃபுளூரிக் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த கலவையில் சிலிக்கன் எளிதில் கரைகிறது. ஒரு மின் உலையில் மணலையும் சுட்ட கரியையும் ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் எடுத்துக் கொண்டு சூடுசெய்தால், சிலிக்கன் கார்பைடு SiC கிடைக்கிறது. இது பொதுவாக **கார்பொரண்டம்** எனப்படும்.



$$SiO_2 + 3C = SiC + 2CO$$

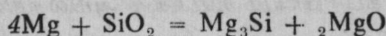
தூய கார்பொரெண்டம் ஒரு நிறமற்ற படிக வடித்தான பொருள் (அடர்த்தி 3.2 கி./செ.மீ^{3}) கடினத் தன்மையில் இது வைரத்துடன் மிகவும் ஒத்துள்ளது. மாசுக்கள் காரணமாக தொழில்துறையில் பெறப்படும் பொருள் பொதுவாக ஆழ்ந்த சாம்பல் நிறத்துடன் காணப்படுகிறது.

கார்பொரெண்டம் பொருளின் உள்ளமைப்பு, வைரத்தில் பாதி கார்பன் அணுக்களை சிலிக்கன் அணுக்களினால் சீராகப் பதிலீடு செய்தது போன்ற வைர அமைப்பாக உள்ளது. ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவும் ஒரு நான்முகியின் மையத்திலும், சிலிக்கன் அணுக்கள் அதன் நான்கு மூலைகளிலும் உள்ளன; இது

போலவே, ஒவ்வொரு சிலிக்கன் அணுவையும் நான்கு கார்பன் அணுக்கள் சூழ்ந்துள்ளன. இவ்வெல்லா அணுக்களையும் இணைக்கும் சகப்பிணைப்புகள் வைரத்தில் உள்ளதுபோலவே மிகவும் வலுவானவைகளாக உள்ளன. இதன் காரணமாகத்தான் கார்பொரண்டம் மிகவும் கடினமானதாக உள்ளது.

தற்போதெல்லாம் கார்பொரெண்டம் மிகையான அளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது. இது, அரைக்கும் சக்கரங்கள், சாணைக்கல் மற்றும் தீயினல் பாதிக்கப்படாத பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

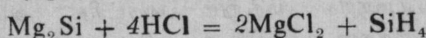
உயர் வெப்பநிலையில் சிலிக்கன் பல உலோகங்களுடன்கூடி **சிலிசைடுகளை** உண்டாக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடை மிகை மக்னிசியத்துடன் சேர்த்து சூடு செய்தால், ஒடுக்கத்தினல் விளைந்த சிலிக்கன் மக்னீசியத்துடன் கூடி மக்னீசியம் சிலிசைடை Mg_2Si உண்டாக்குகிறது.



$$4Mg + SiO_2 = Mg_3Si + {}_2MgO$$

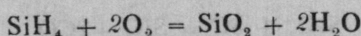
172. சிலிக்கனின் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹாலஜன்களின் சேர்மங்கள்

மக்னீசியம் சிலிசைடை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்தால், மீத்தேனை ஒத்த சிலிக்கன் ஹைட்ரைடு SiH_4 உண்டாகிறது.



$$Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4$$

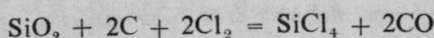
சிலிக்கன் ஹைட்ரைடு SiH_4 இது ஒரு நிறமற்ற வாயு: காற்றில் தானகத் தீப்பிடித்து எரிந்து சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடையும் நீரையும் தருகிறது.



$$SiH_4 + 2O_2 = SiO_2 + 2H_2O$$

சிலிக்கன் ஹைட்ரைடு SiH_4 மட்டுமின்றி மேலும் பல சிலிக்கன் ஹைட்ரைடுகளும் Si_2H_6, Si_3H_8 அறியப்பட்டுள்ளன. இவற்றை **சிலேன்கள்** என்கிறோம். இவை ஹைட்ரோகார்பன்களைப் போன்றவை; ஆனல் மிகக் குறைந்த நிலைப்புத் தன்மை கொண்டவை. சிலிக்கன் அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள பிணைப்பு கார்பன் அணுக்களுக்கு இடையே இருப்பதைவிட மிகவும் வலுக்குறைந்தது; எனவே,—Si—Si—Si—...சங்கிலிகளை எளிதில் பிளக்க முடிகிறது. சிலிக்கனுக்கும் ஹைட்ரஜனுக்கும் இடையே உள்ள பிணைப்பும் வலுக்குறைந்தது. இது, சிலிக்கனின் அலோகப் பண்புகள் கார்பனுக்கு உரியதைவிடக் குறைந்து காணப்படுகின்றன என்பதைக் காட்டுகிறது. **சிலிக்கன் டெட்ரா**

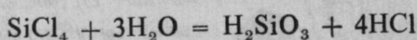
குளோரைடு $SiCl_4$. சிலிக்காவை நிலக்கரியுடன் சேர்த்து குளோரின் முன்னிலையில் சூடு செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது.



$$SiO_2 + 2C + 2Cl_2 = SiCl_4 + 2CO$$

தொழில்துறைக்குப் போதுமான அளவு தூயதான சிலிக்கனை குளோரினேற்றம் பெறச் செய்தும் இது பெறப்படுகிறது. இது ஒரு நீர்மம். கொதிநிலை 57·3°C.

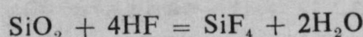
சிலிக்கன் டெட்ராகுளோரைடு நீரில் முழுமையாக நீராற் பகுப்படைகிறது; சிலிசிக் மற்றும் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலங்கள் உண்டாகின்றன.



$$SiCl_4 + 3H_2O = H_2SiO_3 + 4HCl$$

ஈரமான காற்றில் ஆவியாகும்படிச் செய்தால், மேற்கண்ட வினையின்படி $SiCl_4$ ஒரு அடர் புகையை உண்டாக்குகிறது. சிலிக்கன் டெட்ராகுளோரைடின் இப்பண்பு புகைப் படலங்களை உண்டாக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது.

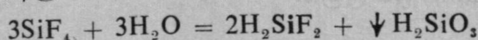
சிலிக்கன் டெட்ராஃபுளூரைடு SiF_4: ஹைட்ரஜன்ஃபுளூரைடு சிலிக்காவுடன் வினைபுரியும்போது இது உண்டாகிறது.



$$SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$$

இது ஒரு கார நெடியுடைய நிறமற்ற வாயு.

சிலிக்கன் டெட்ராஃபுளூரைடை நீரினுள் செலுத்தினால், ஹைட்ரோஃபுளூவோ சிலிசிக் அமிலத்தின் கரைசல் கிடைக்கிறது.



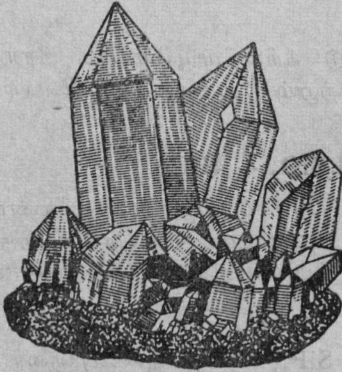
$$3SiF_4 + 3H_2O = 2H_2SiF_2 + \downarrow H_2SiO_3$$

இதன் அடர் கரைசலைக் குளிரச் செய்தால், $H_2SiF_6\ 2H_2O$ இயைபைக் கொண்ட படிகங்கள் வெளிப்படுகின்றன.

ஃபுளூவோசிலிசிக் அமிலம் H_2SiF_6. இது ஒரு வலுவான அமிலம். 0.1N கரைசலில் இதன் அயனியாதல் வீதம் 75% ஆகும். மிகக் குறைந்த அடர்வுகளிலும்கூட இது ஒரு சக்தி வாய்ந்த தொற்று நீக்கியாக உள்ளது. ஃபுளூவோ சிலிக்கேட்டுகள் எனப்படும் ஃபுளூவோசிலிசிக் அமிலத்தின் உப்புகள் பெரிதும் நீரில் கரைவன. சோடியம் மற்றும் பேரியம் ஃபுளூவோ சிலிக்கேட்டுகள் பூச்சிக் கொல்லிகளாகப் பயன்படுகின்றன. சோடியம் ஃபுளூவோசிலிக்கேட் பல்வேறு வகை மெருகிடும் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. மக்னீசியம் மற்றும் சிங்க் ஃபுளூவோசிலிக்கேட்டுகள் சிமெண்டை நீரில் நனையாதிருக்கச் செய்கின்றன.

173. சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடு அல்லது சிலிக்கா SiO_2

மிகவும் குறிப்பிடத்தகுந்ததாகவும், நிலையானதாகவும் உள்ள சிலிக்கன் சேர்மம் சிலிக்கா என பொதுவாக அழைக்கப்படும் சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடாகும். இது படிக மற்றும் படிக வடிவற்ற ஆகிய இரண்டு வடிவங்களிலும் காணப்படுகிறது.



படம் 103.
பாறைப் படிகங்கள்

படிகவடித்தான சிலிக்கா இயற்கையில் பெரிதும் **படிகக்கல்** (quartz) கனிமமாகக் காணப்படுகிறது. ஒளிபுகும் நிறமற்ற, அறுகோண பட்டைகளையும், ஓரங்களில் அறுகோண பிரமிட்களையும் கொண்ட படிகக் கல்லின் படிகங்களை **பாறைப் படிகம் (rock crystal)** என்கிறோம் (படம் *103*). மாசுக்களின் காரணமாக ஊதா நிறத்தைக் கொண்ட பாறைப் படிகம் செவ்வந்திக் கல் (amethyst) எனப்படும்; பழுப்பு நிறம் கலந்ததாக இருப்பின் இதனை புகைப் புட்பராகம் (smoky topaz) என்பர். ஆனால் பெரும்பாலும் படிகக்கல் ஒரு இறுக்கமான குறை ஒளி புகும் நிறமற்ற அல்லது பல்வேறு நிறங்களைக்கொண்ட பொருளாகக் காணப்படுகிறது. படிகக் கல்லின் வகைகளுள் தீக்கல்லும் (flint) ஒன்றாகும்.

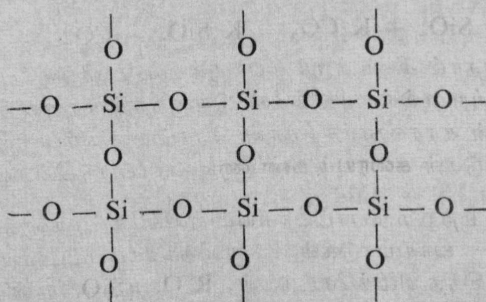
சிவப்புக்கல், இரவைக்கல் என்பன படிகக்கல்லின் மிக நுண்ணிய படிக வகைகளாகும். படிகக்கல், தீப்பாறை போன்ற பல பாறைகளின் பகுதிப் பொருளாகவும் உள்ளது.

சாதாரண மணல் பல நுண் படிகக் கற்களைப் பெற்றுள்ளது. தூய மணல் வெண்மை நிறமானது; ஆனால் அயர்ன் சேர்மங்களில் இவை பெரும்பாலும் மஞ்சள் அல்லது சிவந்த நிறத்துடன் காணப்படுகின்றன.

படிக சிலிக்கா மிகவும் கடினமானது; நீரில் கரைவது இல்லை: தூண்டி வெடிக்கச் செய்யும் வாயு அல்லது மின் உலையில் தான் உருகுகிறது; உருகும்போது நிறமற்ற நீர்மமாகிறது. இத்திரவம் குளிர்ச்சி அடையும்போது ஒளி புகும் தன்மையுடைய பளிங்கு போன்ற படிக வடிவற்ற சிலிக்காவாகத் திண்மமடைகிறது. இது தோற்றத்தில் சாதாரண கண்ணாடியை ஒத்துள்ளது.

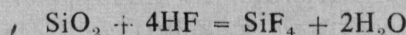
இயற்கையில் **படிகவடிவற்ற சிலிக்கா** படிகவடித்தான சிலிக்காவைக் காட்டிலும் குறைந்த அளவே காணப்படுகிறது. சில தாழ்ந்த கடற்பாசிகளின் **வெளிவிதை** உறை படிகவடிவற்ற சிலிக்காவால் ஆனவையாகும். சில இடங்களில் இவ்வகை உறைகள் மிகையான அளவில் படிந்து காணப்படுகின்றன. இவற்றை, ட்ரைபோலி, டை ஆட்டம்மண் (diatomite or infusorian earth) என்கிறோம். சிலிசிக் அமிலத்தைத் தீவிரமாகச் சூடு செய்து செயற்கை முறையில் சிலிக்கனை ஒரு வெண்மையான படிகவடி வற்ற இயக்கமுடைய தூளாகப் பெறலாம்.

சிலிக்கா மற்றும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் இயற்பியல் பண்புகளில் அதிக வேறுபாடு காணப்படுவதற்குக் காரணம், பின்னது தனித்தனி CO_2 மூலக்கூறுகளையும் முன்னது $(SiC_2)x$ பாலிமெரையும் பெற்றிருப்பதேயாகும். இந்த பலபடியின் அமைப்பை, எடுத்துக்காட்டாக,படிகக்கல்லின் அமைப்பைக் கீழ்க் கண்டவாறு காட்டலாம்:



ஒவ்வொரு சிலிக்கன் அணுவும் ஒரு நான்முகியின் மையத்தில் உள்ளது; நான்முகியின் நான்கு மூலைகளிலும நான்கு ஆக்ஜிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. ஒவ்வொரு ஆக்ஸிஜன் அணுவும் இரண்டு சிலிக்கன் அணுக்களுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. ஒரு படிகக்கல்லை அழிப்பதற்கு சிலிக்கன் மற்றும் ஆகஸிஜனுக்கு இடையே உள்ள பல வலுவான பிணைப்புகளை முறித்தாக வேண்டும். இது படிகக் கல்லின் மிகுதியான கடினத் தன்மையை விளக்குவதாக உள்ளது.

சிலிக்கா ஹைட்ரோஃப்ளூரிக் அமிலம் மேலே குறிப்பிட்டது போல எளிதில் சிலிக்காவுடன் வினைபுரிந்து சிலிக்கன் டெட்ரா ஃப்ளுரைடையும் நீரையும் உண்டாக்குகிறது.



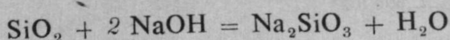
$$SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$$

ஒரு சிறந்த அலோகத்தினுடைய ஆக்ஸைடின் மீது இவ்வமிலத்தைத் தவிர வேறு எந்த அமிலமும் இதுபோல செயல்புரிவதில்லை.

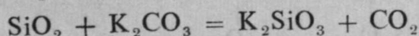
174. சிலிசிக் அமிலங்களும் அதன் உப்புகளும்

சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடு, ஆர்த்தோசிலிசிக் அமிலத்திற்கு இணையான ஒரு அமில ஆக்ஸைடாகும். இவ்வமிலம் எளிதில் சுருங்கி உயர் மூலக்கூறு எடை கொண்ட மெட்டாசிலிசிக் அமிலமாக $(H_2SiO_3)x$ மாறுகிறது. எளியமுறையில் மெட்டாசிலிசிக் அமிலத்தின் வாய்பாடு H_2SiO_3 என எழுதப்படுகிறது. சிலிசிக் அமிலத்தின் உப்புகளை **சிலிக்கேட்டுகள்** என்கிறோம்.

பொட்டாசியம் மற்றும் சோடியம் சிலிக்கேட்டுகள் சிலிக்காவை சாரங்களுடன் அல்லது பொட்டாசியம் மற்றும் சோடியத்தின் கார்பனேட்டுகளுடன் உருக்கி தயாரிக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு:



$$SiO_2 + 2\,NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$$



$$SiO_2 + K_2CO_3 = K_2SiO_3 + CO_2$$

உருக்குவதால் கிடைக்கும் பொருள்கள் பளிங்குபோல உள்ளன இவை மற்ற எல்லா சிலிக்கேட்டுகளுக்கும் மாறாக நீரில் கரைகின்றன. இதன் காரணமாகத்தான் பொட்டாசியம் மற்றும் சோடியம் சிலிக்கேட்டுகள் **கரையும் கண்ணாடி** எனப்படுகின்றன.

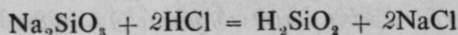
சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் சிலிக்கேட்டுகளுக்கு மேலே தரப்பட்டுள்ள வாய்பாடுகள் எளிதாக்கப்பட்டவைகளாகும். உண்மையில், இந்த சிலிக்கேட்டுகள், $R_2O.\ nSiO_2$ என்ற பொது வாய்பாட்டினால் தெரிவிக்கப்படும் மாறுபடுகின்ற இயைபைப் பெற்றுள்ளன. R இங்கு பொட்டாசியம் அல்லது சோடியத்தைக்குறிக்கும்.

கரையும் கண்ணாடியின் நீர்க்கரைசல்களை **நீர் கண்ணாடி** (water glass) என்கிறோம். இவை, அமிலம் தாங்கவல்ல சிமெண்ட் மற்றும் **கான்கிரிட்** (பிரிவு 177-ஐ காண்க) **கான்கிரிட்டின்** மீது பூசும் மண்ணெண்ணை தாங்கவல்ல சாந்துகள், தீத்தாங்கவல்ல மரப்பூச்சுகள் ஆகியவற்றைத் தயாரிப்பதற்கும் துணிகளை வலுவாக்குவதற்கும் வலுக்குறைந்த நிலங்களை வேதியியல் முறையில் வலுப்படுத்துவதற்கும் பயனாகின்றன.

Na_2SiO_3 அல்லது K_2SiO_3 ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் அல்லது சல்ஃப்பூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியும்போது மெட்டா

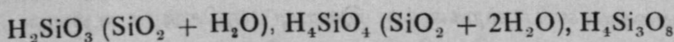
சிலிசிக் அமிலம் கிடைக்கிறது; இது, எடுத்துக்கொண்ட கரைசல்களின் அடர்வைப் பொருத்து, கரைசலினின்று பாகுபோன்ற வீழ்படிவாக வெளிபடவோ (சில வகைகளில் நீர்மம் முழுவதும் பாகாக மாறிவிடுகிறது) அல்லது கூழ்மநிலையில் கரைசலிலேயே தங்கிவிடவோ செய்யலாம் (பிரிவு 179-ஐ காண்க).

சிலிசிக் அமிலம் உண்டாகும் வினையைக் கீழ்க்கண்டவாறு காட்டலாம்:

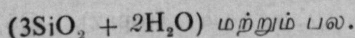


$$Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 + 2NaCl$$

கரைசலினின்று வெளிப்படும் சிலிசிக் அமிலத்தின் பாகு போன்ற வீழ்படிவு மிகை அளவில் நீரைப் பெற்றுள்ளது; சூடு செய்து இந்நீரை நீக்கிவிடலாம். இருப்பினும், ஒரு வாய்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கும் வகையில் ஒரு குறிப்பிட்ட இயைபைக் கொண்ட அமிலம் பெறப்படுவதில்லை. வலுக்கும் போது இவ் வீழ்படிவு படிப்படியாக நீரை இழந்து முடிவில் தூய நீரற்ற சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடு, பாஸ்பரிக் அமிலங்களில் நீரின் அளவு வித்தியாசப் படுவது போன்ற வித்தியாசத்தைக் கொண்ட பல சிலிசிக் அமிலங்களைத் தருவதாகக் கருதப்படுகிறது. இவை நிலவுகின்றன என்பது பின்கண்ட அமிலங்களுக்கு இணையான பல உப்புகள் காணப்படுவதிலிருந்து புலப்படுகிறது.



$$H_2SiO_3\ (SiO_2 + H_2O),\ H_4SiO_4\ (SiO_2 + 2H_2O),\ H_4Si_3O_8$$



$(3SiO_2 + 2H_2O)$ மற்றும் பல.

சிலிசிக் அமிலங்களுக்கான பொது வாய்பாட்டை $mSiO_2$ nH_2O எனக் குறிப்பிடலாம்; இங்கு m மற்றும் n என்பன முழு எண்களாகும். $m>1$ ஆக இருக்கும் அமிலங்கள் **பாலிசிலிசிக் அமிலங்கள்** எனப்படும்.

இன்றுவரை மூன்று அமிலங்கள் சந்தேகத்திற்கு இடமின்றி நிலவுகின்றன என அறியப்பட்டுள்ளது. அவை: ஆர்த்தோசிலிசிக் H_4SiO_4, மெட்டாசிலிசிக் $(H_2SiO_3)x$ அல்லதுசிறப்பாக $(CH_2SiO_3)x$ மற்றும் டைமெட்டாசிலிசிக் $(H_2Si_2O_5)x$ எந்த வினையில் சிலிசிக் அமிலம் உண்டானாலும், அதன் இயைபு பொதுவாக மெட்டாசிலிசிக் அமிலத்தின் எளிய வாய்பாடான H_2SiO_3 என்பதன் முலம் தெரிவிக்கப்படுகிறது.

சிலிசிக் அமிலத்தின் பாகு போன்ற வீழ்படிவிலிருந்து பெரும் பாலான நீரை நீக்கினல் (முழுமையாக் நீர் நீக்கப்படாமல்), பல

நுண் துளைகளுடன் மிகுதியான பரப்பு ஊன்றுகைத் தன்மைக் கொண்ட, அரைகுறையாக ஒளி ஊடுருவிச் செல்கிற, ஒரு வெண்மையான திண்மம் கிடைக்கிறது. இப்பொருளை **சிலிக்கா ஜெல்** என்கிறோம். இது, தொழிற்றுறையில் மிகையான அளவில் தயாரிக்கப்பட்டு பல்வேறு ஆவிகள் மற்றும் வாயுக்களை உறிஞ்சு வதற்கும், பெட்ரோலியம் பொருள்களைத் தூய்மைப்படுத்து வதற்கும் மற்றும் பல வினைகளில வினைவேக மாற்றியாகவும் பயன் படுத்தப்படுகிறது. சிலிக்காஜெல், சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பரிச முறையில் தயாரிப்பதற்கு பயன்படுத்தப்படும் வினைவேக மாற்றி களுக்கு **ஆதாரப்** பொருளாகவும் பயன்படுகிறது.

சிலிசிக் அமிலம் மிகவும் வலுவற்ற அமிலமாக இருப்பதால் அதன் Na_2SiO_3 மற்றும் K_2SiO_3 உப்புகள் பெரிதும் கரைசலில் நீராற்பகுப்பு அடைந்து காரத் தன்மையுடன் வினைபுரிகின்றன.

சிலிசிக் அமிலத்தின் உப்புகளான சிலிக்கேட்டுகள் இயற்கை யில் மிகு அளவில் காணப்படுகின்றன. முன்பே கூறியதுபோல், பூமியின் மேலோடு பெரிதும் சிலிக்காவையும் வெவ்வேறு வகை சிலிக்கேட்டுகளையும் பெற்றுள்ளது. ஃபெல்ஸ்பார், மைக்கா, களிமண், கல்நார், டால்க் மற்றும் பல கனிமங்கள் இயற்கை சிலிக்கேட்டுகளாக உள்ளன. சிலிக்கேட்டுகள், கருங்கல் பாறை, தீப்பாறை, எரிமலைப் பாறை, பல்வேறு தகட்டுப் பாறை போன்ற பல வகையான பாறைகளுக்கு இயைபு பகுதிகளாக உள்ளன.

மரகதம் (emerald) புட்பராகம் (topaz), இந்திரநீலம் (aquamarine) போன்ற விலையுயர்ந்த கற்கள் எல்லாம் இயற்கை சிலிக்கேட்டுகளின் நன்கு உருவான படிகங்களாகும்.

இயற்கை சிலிக்கேட்டுகளின் இயைபு,பெரும்பாலானவற்றில், சிக்கலான வாய்பாடுகள் மூலம் தெரிவிக்கப்படுகிறது. இவ்வாய் பாடுகளின் சிக்கலான தன்மையினாலும் மற்றும் இவற்றிற்கு இணையான பாலிசிலிக் அமிலங்கள் நிலவியிருப்பது நிரூபிக்கப் படாததாலும், இவற்றின் வாய்பாடுகள் சாதாரண உப்புகளின் வாய்பாடுகளைப்போல் அல்லாமல் சிறிது மாறுபட்டவிதத்தில் வழக்கமாக எழுதப்படுகின்றன.

ஆக்ஸி அமிலத்தின் எந்த ஒரு உப்பையும் ஒரு அமில ஆக்ஸைடு மற்றும் ஒரு கார ஆக்ஸைடின் சேர்மமாகும் எனக் கருதலாம். (அல்லது இரு கார ஆக்ஸைடுகள், ஒரு இரட்டை உப்பாக இருப்பின்). எடுத்துக்காட்டாக, கால்சியம் கார்ப னேட்டை $CaCO_3$ கால்சியம் ஆக்ஸைடு CaO மற்றும் CO_2ன்

சேர்மமாகவும், $Al_2(SO_4)_3$-ஐ Al_2O_3 மற்றும் $3SO_3$-ன் சேர்மமாகவும் கூறலாம். இதன் அடிப்படையில், சிலிக்கேட்டுகளின் இயைபைத் தெரிவிப்பதற்கு, சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் சிலிக்கேட்டை உண்டாக்கும் பிற ஆக்ஸைடுகளின் வாய்பாடுகளை, ஒன்ருக இணைத்து ஒரு தனி உப்பின் வாய்பாடகத் தெரிவிக்கப் படாமல் தனித் தனியாக எழுதப்படுகின்றன.

சில இயற்கை சிலிக்கேட்டுகளின் வாய்பாடுகள் பின்வருமாறு;

கயோலின் $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, அல்லது $H_4Al_2SiO_9$

வெண்மை மைக்கா $K_2O \cdot 3Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 \cdot 2H_2O$, அல்லது $H_4K_2Al_6Si_6O_{24}$

கல்நார் $CaO \cdot 3MgO \cdot 4SiO_2$, அல்லது $CaMg_3Si_4O_{12}$

அலுமினியத்தைக் கொண்டுள்ள சிலிக்கேட்டுகள் **அலுமினே-சிலிக்கேட்டுக்கள்** எனப்படும் என முன்பே குறிப்பிட்டுள்ளோம். இவற்றுள் மிக முக்கியமானது **ஃபெல்ஸ்பார்கள்.**

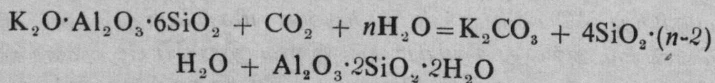
சிலிக்கன் மற்றும் அலுமினியம் ஆக்ஸைடுகளோடு, பொட்டாசியம், சோடியம் அல்லது கால்சியம் ஆக்ஸைடுகளையும் ஃபெல்ஸ்பார்ஸ் பெற்றுள்ளது. **ஆர்த்தோகிளேஸ்** எனப்படும் சாதாரண ஃபெல்ஸ் பொட்டாசியம் ஆக்ஸைடைப் பெற்றுள்ளது இதன் இயைபு $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ என்ற வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கப் படுகிறது. ஃபெல்ஸ்பார்ஸ் பெற்றுள்ள மிகப்பொதுவான நிறம் வெண்மை அல்லது சிவப்பாகும். இவை இறுகிய படிவுகளாகவும், சிக்கலான பாறைகளின் இயைபு பகுதிகளாகவும் காணப்படுகின்றன.

அலுமினே-சிலிக்கேட்டுகளில் மிகவும் பொதுவாக அறியப்பட்டுள்ள **மைக்காக்களும்** அடங்கும். இவை வளையும் தன்மையுடைய மெல்லிய ஏடுகளாகப் பிரியும் திறனில் சிறப்புப்பெற்றவை. மைக்காக்களின் இயைபு மிகவும் சிக்கலானது; சிலிக்கன் மற்றும் அலுமினியத்தோடு ஹைட்ரஜன், பொட்டாசியம் அல்லது சோடியமும் இவற்றில் அடங்கியுள்ளன. சில மைக்காக்கள், கால்சியம், மக்னீசியம் மற்றும் அயர்ஆயும் பெற்றுள்ளன. பொட்டாசியம் மற்றும் அலுமினியத்தின் சிலிக்கேட்டான சாதாரண வெண்மை நிற மைக்கா அதன் வெப்பம் தாங்கவல்ல பண்புகளின் காரணமாக பளிங்கு போன்ற நீண்ட ஏடுகள் வடிவில் பல்வேறு உலைகளில் துளைகளை மூடுவதற்குப் பயன்படுகிறது. மக்னீசியம் மற்றும் அயர்ன் அகதி அளவு கொண்டுள்ள மைக்காக்கள் கருப்பு நிறத்து

டன் காணப்படுகின்றன. மைக்காக்கள் பெரிதும்தனித்தனி படிவு களாகக் காணப்படுவதில்லே, பல சிக்கலான பாறைகளின் இயை புப் பகுதிகளாக உள்ளன. மிகவும் அதிகமாகக் காணப்படும் கருங்கல் மற்றும் தீக்கல் போன்ற சிக்கலான பாறைகள்படிகக்கல். ஃபெல்ஸ்பார் மற்றும் மைக்கா ஆகியவற்றின் நுண் படிகங்களேப் பெற்றுள்ளன.

வளிமண்டலம், நீர் மற்றும் காற்று ஆகியவற்றின் வேதியியச் செயலினுலும் இயந்திரத் தேய்வுகளினுலும் பூமியின் பரப்பில் உள்ள களிமங்கள் மற்றும் பாறைகள் படிப்படியாக மாற்றம் அடைந்து உடைந்துவிடுகின்றன. நீரும் காற்றும் சேர்ந்தவாறு நிகழ்த்தும் இதுபோன்ற அழிவை **அரிமானம்** (erosion) என்கிரும். இதில் குறிபபிடத் தகுந்தது ஃஸ்பெல்ஸ்பார்கள். எடுத்துக்காட்டாக ஆர்த்தோகிளாஸ் அரிமானம் அடைவதாகும். கார்பன் டை ஆக்ஸைடைக் கொண்ட நீர் ஆர்த்தேகிளாஸிலிருந்து K_2O-ஐ நீக்குவதன் மூலம் அதனே அரித்தெடுக்கிறது. K_2O கார்பன் டை ஆக்ஸைடுடன் கூடி பொட்டாசியம் கார்பனேட்டாக K_2CO_3 மாறுகிறது; SiO_2-ன் உடைய ஒரு பகுதியும் நீக்கப் படுகிறது; எஞ்சியிருப்பது நீருடன்கூடி **கயோலின்** என்ற ஒரு புதிய சிலிக்கேட் உண்டாகிறது; இது பல்வேறு களிமண்களின் இயைபுப் பகுதியாகும்.

ஆர்த்தோகிளாஸ் சிதைவதை கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம்.



$$K_2O{\cdot}Al_2O_3{\cdot}6SiO_2 + CO_2 + nH_2O = K_2CO_3 + 4SiO_2{\cdot}(n\text{-}2)H_2O + Al_2O_3{\cdot}2SiO_2{\cdot}2H_2O$$

இதுபோலவே, ஆனுல் மெதுவாக மைக்காக்களும் ஃபெல்ஸ் பார்களாகச் சிதைகின்றன.

ஃபெல்ஸ்பார்கள் மற்றும் பிற அலுமினே சிலிக்கேட்டுகள் கயோலினுக் அரிமானம் அடையும் முறையை கயோலினுக்கால் (kaolinization) என்கிரும். ஃபெல்ஸ்பார்கள் மிக அதிக அளவில் காணப்படுவதால் இவற்றின் சிதைவு காரணமாக இயற்கையில் பெருமளவில் களிமண் காணப்படுகின்றது.

படிகக்கல் மணலே சிறிதளவில் அசுத்தமாகக் கொண்ட தூய கயோலின் காணப்படுவது அரிதே. இது வெண்மை நிறமுடையது; பீங்கான் பொருள்களேச் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. சோவியத் நாட்டில், முக்கியமாகத் தென்பகுதியின் மிகையான அளவில் கயோலின் படிவுகள் காணப்படுகின்றன. உக்ரெய்னியன் SSR-ல்

உள்ள குளுக்காவ் மாவட்டப் படிவுகளிலிருந்து கிடைப்பது சிறந்த கயோலினை உள்ளது. சாதாரண களிமண்ணில் கயோலினும் அதன் மஞ்சள் கலந்த பழுப்பு அல்லது நீல நிறத்திற்குக் காரணமான பிற பொருள்களும் உள்ளன. அயர்ன் ஆக்ஸைடுகளின் காரணமாக ஆழ்ந்த நிறத்தைப் பெற்றுள்ள சில வகைக் களிமண்கள் கனிம பூச்சுகளாகப் பயன்படுகின்றன.

நாட்டின் பொருளாதாரத்தில் சிலிக்கன் சேர்மங்கள் மிகவும் முக்கியத்துவம் பெற்றுள்ளன. சிலிக்கா மற்றும் இயற்கை சிலிக்கேட்டுகள், கண்ணாடி, மட்பாண்டங்கள், பீங்கான் சாமான்கள், நிற பாண்டங்கள், கட்டிடம் மற்றும் பிணைக்கும் பொருள்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிப்பதற்கு மூலப்பொருள்களாகப் பயனுகின்றன. இவ்வெல்லா வகை தொழிற்றுறைகளும் ஒருங்கே இணைந்து நாட்டின் பொருளாதாரத்திற்கு உதவும் சிலிக்கேட் தொழிற்றுறை என்னும் ஒரு பெரிய துறையாகக் காணப்படுகிறது.

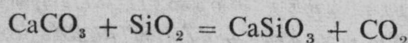
175. கண்ணாடி.

பல சிலிக்கேட்டுகளின் கலவைகளைச் (ஒன்றை மற்றொன்றோடு அல்லது சிலிக்காவோடு) சூடு செய்தால், கண்ணாடிகள் என்றழைக்கப்படும் பளிங்கு போன்ற படிக வடிவமற்ற உருக்கிய பொருள்கள் கிடைக்கின்றன.

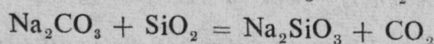
கண்ணாடி சாமான்கள் செய்வதற்கு மிகவும் முக்கியமாகத் தேவைப்படுவது குளிரச் செய்யும்போது உருகிய கண்ணாடி உடனடியாகத் திண்மமடையாமல், படிப்படியாகப் பாகுத் தன்மையைப் பெற்று முடிவில் ஒரு படித்தான பளிங்கு போன்ற திண்மமாக மாறும் கண்ணாடியின் பண்பாகும். கண்ணாடியின் இப் பண்பும் மற்றும் பிற பண்புகளும் அதன் இயைபைப் பெரிதும் சார்ந்துள்ளன. கண்ணாடியின் பகுதிப் பொருள்களையும் அவற்றின் சார்பு அளவுகளையும் மாற்றி பல்வேறு வகைப் பண்புகளைக் கொண்ட கண்ணாடிகளைப் பெறமுடியும்.

சாதாரண **சன்னல் கண்ணாடி** மற்றும் வீட்டில் பயன்படும் பல்வேறு கண்ணாடி சாமான்கள் (புட்டிகள், டம்ளர்கள்) முக்கியமாக, சிலிக்காவுடன் சேர்த்து உருக்கப்பட்ட சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் சிலிக்கேட்டுகளைப் பெற்றுள்ளன. இதுபோன்ற கண்ணாடியின் இயைபு ஏறக்குறைய $Na_2O{\cdot}CaO{\cdot}6SiO_2$ என்ற வாய்பாட்டை ஒத்துள்ளது. இருப்பினும், இதனை உற்பத்தி செய்வதற்குச் சிலிக்கேட்டுகள் மூலப்பொருள்களாக இருப்பதில்லை; வெண்மைநிற மணல், சோடா மற்றும் சுட்ட சுண்ணும்

அல்லது சுண்ணும்புக்கட்டி ஆகியவைப் பயன்படுகின்றன. இப் பொருள்களின் கலவையை சீர்படுத்தும் உலைகளிலிட்டு உலைவாயு கொண்டு சூடு செய்து உருக்கினுல், கலவை உருகிப் பின்கண்ட விளைகள் நிகழ்கின்றன.

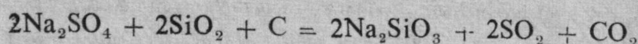


$$CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2$$



$$Na_2CO_3 + SiO_2 = Na_2SiO_3 + CO_2$$

சோடாவிற்குப் பதிலாக சோடியம் சல்ஃபேட்டும் நிலக்கரியும் பெருவாரியாகப் பயன்படுகின்றன. நிலக்கரி Na_2SO_4-ஐ Na_2SO_3-ஆக ஒடுக்குகிறது. இது மணலுடன் விளைபுரிந்து Na_2SiO_3-ஐ உண்டாக்குகிறது.



$$2Na_2SO_4 + 2SiO_2 + C = 2Na_2SiO_3 + 2SO_2 + CO_2$$

உருகிய நிலையிலுள்ள கண்ணுடியை ஊதி, வார்த்து, அமுக்கி மற்றும் நீட்டி கண்ணுடிச் சாமான்கள் தயாரிக்கப்படுகின்றன. நுரையீரல் காற்றின் சக்தியைக் கொண்டு ஊதி கண்ணுடிச் சாமான்கள் செய்தது மிக நீண்ட நாட்களுக்கு முன்பு மட்டும் இருந்ததல்ல; இதனை உற்பத்தி செய்வது மிகவும் கடினமான காரியமாக இருந்தது. இன்றையத் தினம் கண்ணுடி தொழிற் சாலைகள் எல்லாம் பெரிதும் இயந்திரமயமாக்கப்பட்டுவிட்டன. சாதாரண கண்ணுடிப் பொருள்களை (புட்டிகள் போன்றவற்றை) உற்பத்தி செய்வதற்கு இயந்திரங்கள் உள்ளன. பாகு போன்ற கண்ணுடிப் பொருளை நீட்டிக் கண்ணுடி ஏடுகளை நேரடியாக உண்டாக்கவல்ல இயந்திரங்களும் உள்ளன.

கண்ணுடி தயாரிப்பதில் சோடாவிற்குப் பதிலாக பொட்டாஷ் பயன்படுத்தப்பட்டால், வெப்பம் தாங்கவல்ல கண்ணுடி கிடைக்கிறது. இது, சாதாரண கண்ணுடியைவிட அதிக அளவு வெப்பம் தாங்கவல்ல சில சிறப்பான கண்ணுடிச் சாமான்களைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

சிலிக்காவை பொட்டாஷ் மற்றும் பிளம்பிக் ஆக்ஸைடுடன் சேர்த்து உருக்கினுல், பொட்டாசியம் மற்றும் லெட் சிலிக்கேட்டு களைக் கொண்ட **படிகக் கண்ணுடி** எனப்படும் ஒரு ஒளிமயமான கனமான கண்ணுடி கிடைக்கிறது. இதுபோன்ற கண்ணுடி உயர் ஒளி விலகல் எண்ணைப் பெற்றுள்ளது; தேய்க்கும்போது ஒளிமய மான பொலிவைப் பெறுகிறது; இது மூக்குக் கண்ணுடிகள், அலங்காரப் பொருள்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன் படுகிறது.

சிலிக்கா துகள்களுக்குப் பதிலாக போரன் ஆக்ஸைடை B_2O_3 (பிரிவு 218-ஐ காண்க) பதிலீடு செய்வது, கண்ணாடியின் பண்புகளைப் பெரிதும் பாதிக்கிறது. போரன் ஆக்ஸைடைச் சேர்ப்பது கண்ணாடியின் கடினத் தன்மையை அதிகமாக்கி, வேதியியப் பொருள்களின் செயல்களை நன்கு தாங்கவல்லதாகவும் வெப்பநிலையில் திடீரென உண்டாகும் மாற்றங்களினால் சிறிதளவே பாதிப்பு அடையக்கூடியதாகவும் செய்கிறது. இந்தக் கண்ணாடி உயர்வகை வேதியியக் கண்ணாடிச் சாமான்களைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது.

சாதாரண கண்ணாடியைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுத்தப் படும் மணலில் பெரிதும் அயர்ன் சேர்மங்கள் அசுத்தங்களாக சேர்ந்துள்ளன. இவை கண்ணாடிக்கு ஒரு பச்சை கலந்த மங்கலான நிறத்தை ஊட்டுகின்றன. இதனைத் தடுப்பதற்கு உருகுப் பொருளுடன் மிகச் சிறிய அளவில் செலினியம் சேர்க்கப்படுகிறது; இதனால் இளஞ்சிவப்பு நிறம் தோன்றுகிறது. இளஞ்சிவப்பும் பச்சையும் ஒன்றை ஒன்று நிரப்பும் நிறங்கள்; இவை சேர்ந்த நிலையில் வெண்மை நிறத்தைத் தோற்றுவிக்கின்றன. மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடும் இதுபோன்ற தன்மையையே பெற்றுள்ளது.

சில சமயங்களில், நிறமுடைய கண்ணாடிகளைப் பெறுவதற்காக கண்ணாடியின் உருகும் பொருளுடன் பல்வேறு பொருள்களைச் சேர்ப்பது உண்டு. எடுத்துக்காட்டாக, கண்ணாடிக்கு, குரோமிக் ஆக்ஸைடு Cr_2O_3 பச்சை நிறத்தையும், மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடு சிவந்த ஊதா நிறத்தையும் கோபால்ட்டஸ் ஆக்ஸைடு நீல நிறத்தையும் தருகின்றன. பெரும்பாலனவற்றில், கண்ணாடியின் நிறம் நிறமுடைய சிலிக்கேட்டுகள் (Fl, Mn, Co ஆகியவற்றின்) உண்டாவதைப் பொறுத்துள்ளது. ஆனால், சில சமயங்களில் சேர்க்கப்படும் பொருள் கண்ணாடியில் மிகவும் நுண் துகள்களாக இருப்பதுவே இதற்குக் காரணமாக உள்ளது. சான்றாக, மிகச் சிறிதளவு கோல்டைக் கண்ணாடியுடன் சேர்த்தால், நுண்பெருக்கிக்கும் புலனாகாத மிக நுண்ணிய கோல்டு துகள்கள்களின் காரணமாக அது ரூபி-சிவப்பு நிறத்தைப் பெறுகிறது. இது உருக்கிய கண்ணாடியை மெதுவாகக் குளிரச் செய்யும்போது உண்டாகிறது. ரூபி கண்ணாடிகள் சிவப்புக் கதிர்களை மட்டும் ஊடுருவிச் செல்ல விடுகிறது; எனவே, இது ஒளிப்படத்துறையில் சிவப்பு ஒளி தேவைப்படும்போதெல்லாம் பயன்படுகிறது.

உருஷியாவில் நிறக்கண்ணாடிகள் உற்பத்தி செய்வதைக் கண்டறிந்தவர் M. லோமோனேஸோவ் ஆவார். இவர் கண்ணாடி

மணிகள், கொம்புகள், பல வண்ணமுடைய கண்ணாடிகள் மற்றும் பல்வேறு பிற பொருள்களைத் தயாரிக்கும் முறையை வளர்த்து நடைமுறையில் பயன்படுத்தினர். நம்மிடையே உள்ள லோமோனோஸோவின் புகழ்பெற்ற பல வண்ணமுடைய படங்கள், பல ஆயிரக்கணக்கான பல்வேறு நிறமுடைய கண்ணாடித் துகள் களினால் அவரது பட்டியல் விவரப்படி தயாரிக்கப்பட்டவை யாகும். நிறக் கண்ணாடியைத் தயாரிப்பதற்கு 1755-ல் லோமோனோஸோவ் ஒரு சிறிய கண்ணாடித் தொழிற்சாலையை பீட்டர்ஸ்பர்க்கின் அருகில் நிறுவினார். இதுதான் உருஷியாவில் நிறுவப்பட்ட முதல் தொழிற்சாலையாகும். இங்கு மேற்குறிப்பிட்ட பொருள்களோடு பல வகையான கண்ணாடிச் சாமான்கள் மற்றும் எளிய அலங்கார கண்ணாடிப் பொருள்கள் (சட்டைக் கையில் வைக்கும் பட்டன்கள், பொடி பெட்டிகள், பிரம்புத் தலைகள் மற்றும் பல) உற்பத்தி செய்யப்பட்டன. சிறிது காலத்திற்குப்பின், லோமோனோஸோவின் விவரப் பட்டியலின்படி, பீட்டர்ஸ்பர்க்கில் உள்ள மாநில கண்ணாடித் தொழிற்சாலையில் நிறக் கண்ணாடி மற்றும் நிறப் படிகங்கள் உற்பத்தி செய்யப்பட்டன.

கண்ணாடி நீரில் கரைவதில்லை எனப் பொதுவாகக் கருதப் படுகிறது. இருப்பினும், சாதாரண சோடியம் கண்ணாடியை நீரில் படும்படி நீண்ட நேரம் வைத்திருந்தால், நீரானது அதிலிருந்து பகுதியளவு சோடியம் சிலிக்கேட்டைப் பிரித்தெடுத்துவிடுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, தூளாக்கப்பட்ட கண்ணாடியை நீருடன் சேர்த்துக் குலுக்கி, சில துளிகள் ஃபினால்ப்தலீனைச் சேர்த்தால், இளஞ்சிவப்பு நிறத்தைப் பெறுகிறது. இது காரவினையைக் காட்டுகிறது (Na_2SiO_3 நீர் பகுப்படைவதால்).

பெரிதும் பல்வேறு சிலிக்கேட்டுகள் மற்றும் சிலிக்காவின் உருகுப் பொருள்களைக் கொண்ட மேற்கண்ட வகைக் கண்ணாடி களோடு, வேறொரு முக்கிய வகைக் கண்ணாடியாக இருப்பது, படிகக் கல்லை ஒரு மின் உலையில் உருக்கி நேரடியாகத் தயாரிக்கப் பட்டதாகும்.

படிகக்கல் கண்ணாடி: இது சாதாரணக் கண்ணாடியைவிட பல நன்மைகளைப் பெற்றுள்ளது. படிகக்கல்லின் உருகுநிலை 1,500°C அளவில் இருப்பதால், மென்மையாகிவிடும் என்ற பயமில்லாமல் இதனை உயர் வெப்பநிலைகளுக்கு உட்படுத்தலாம். படிகக் கல் கண்ணாடி புற ஊதாக் கதிர்களை ஊடுருவிச் செல்லவிடுகிறது; ஆனால் சாதாரணக் கண்ணாடி ஊடுருவிச் செல்லவிடுவதில்லை. படி கக்கல் கண்ணாடியின் மிகச் சிறந்த பண்பு அதன் குறைந்த பெருக்க

எண்ணும் (coefficient of expansion). இதிலிருந்து சூடு செய்தல் அல்லது குளிரச் செய்தல் படிகக்கல் கண்ணுடியின் கன அளவைப் பெரிதும் மாற்ருது என அறியப்படுகிறது. இதன் காரணமாகத் தான், இதனல் செய்யப்பட்ட பொருள்களை நன்கு சூடு செய்து பின் விரைவாகக் குளிர்ந்த நீரில் உடையாமல் அமிழ்த்து எடுக்க முடிகிறது.

படிகக்கல் கண்ணுடி ஆய்வுக் கூட கருவிகளைச் (மூசைகள், ஆவியாக்கும் தட்டுகள், குடுவைகள்) செய்வதற்கும் வேதியியத் தொழில் துறையிலும் பயன்படுகிறது. ஒளிப் பொறியியல் துறையில் படிகக்கல் கண்ணுடி மின் மெர்க்குரி விளக்குகளைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது; இது புற ஊதாக் கதிர்களை அதிக மாகக் கொண்ட ஒளியை வெளிவிடுகிறது. மெர்க்குரி விளக்குகள் மருத்துவத்திலும், அறிவியல் காரணங்களுக்கும் முக்கியமாக இயங்கும் படங்களைப் போட்டுக் காட்டுவதற்கும் பயன்படு கின்றன. நொறுங்கும் தன்மை, உயர்விலை, மற்றும் கையாளு வதில் உள்ள சிரமம் ஆகியவை படிகக்கல் கண்ணுடியின் தீமை களாகும்; இக்காரணங்களினுல்தான் இது குறைந்த அளவே பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சாதாரணக் கண்ணுடியில் அயர்ன் ஆக்ஸைடுகள் முக்கியமாக Fe_2O_3 இருப்பதால், அது புற ஊதாக் கதிர்களை ஊடுருவ விடுவ தில்லை; தூய மூலப் பொருள்களைக் கொண்டு கண்ணுடியைத் தயாரிப்பதன் மூலம் இக்குறையைப் போக்கலாம். இம் முறையில் தயாரிக்கப்படும் கண்ணுடி **யுவியல் (uviol)** எனப்படும். இது பெரிதும் படிகக்கல் கண்ணுடியைப் போலவே புற ஊதாக் கதிர்களை ஊடுருவ விடுகிறது; ஆனல் இது மலிவாகவும் வேலை செய்வதற்கு எளிதாகவும் உள்ளது. இந்தக் கண்ணுடியிலுள்ள **FeO**-யின் அளவு 0.02—0·08 சத அளவிற்கு மேல் அதிகமாவ தில்லை. யுவியல் கண்ணுடி மருத்துவத்தில் புற ஊதாக் கதிர்களை வீசுவதற்கும் மற்றும் சன்னல் கண்ணுடியைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

கண்ணுடி தயாரித்தல் சிலிக்கேட் தொழில்துறையின் மிகப் பெரிய கிளைகளில் ஒன்ருகும்.

உருகிய கண்ணுடியை நுண் துளைகளைக் கொண்ட மூடியின் வழியே பீச்சி 2—10μ அளவிற்கு விட்டத்தையுடைய **கண்ணுடி நூலிழைகளைப்** பெறலாம். கண்ணுடி நூலிழை சாதாரணக் கண்ணுடியைப் போன்று நொறுங்கும் தன்மையது அல்ல; இது

உயர் இழுத்து நீட்டக் கூடிய வலுவைப் பெற்றுள்ளது. இந்த நூலிழைகளால் செய்யப்பட்ட துணிகள் தீப்பிடித்து எரிவன அல்ல; மின்சாரம் மற்றும் வெப்பத்தைக் கடத்துவதில்லை; குறை ஒலி கடத்திகள்; மற்றும் வேதியியத் தன்மையில் வலுவற்றது.

நூலிழை கண்ணாடியால் செய்யப்பட்ட பொருள்களின் சிறந்த பண்புகள் காரணமாக அவை பல்வேறு தொழில்துறைகளில், முக்கியமாக மின் பொறியியல் துறையில் பரவலாகப் பயன்படுகின்றன.

இத்தகைய கண்ணாடியை உற்பத்தி செய்வதற்கான எளிய தொழில் நுணுக்க முறை, தேவைப்படும் மூலப் பொருள்களின் மலிவு மற்றும் அவை கிடைக்கும் தகவு ஆகியவை இங்கு குறிப்பிடத் தகுந்தவைகளாகும்.

பல்வேறு தொகுப்பு ரெசின்களுடன் கலந்த நூலிழைக் கண்ணாடி, **கண்ணாடி நூலிழை லேமினேட்டுகள்** எனப்படும் புதிய வகை கட்டுமானப் பொருள்களைத் தருகிறது. இவை எஃகைவிட மூன்று அல்லது நான்கு மடங்கு இலேசானவை; ஆனால் எஃகைப் போலவே வலுவானவை; இப்பண்பு, இவற்றை இயந்திரப் பொறியியல், கட்டுமான வேலை போன்றவற்றில் உலோகம் மற்றும் மரத்திற்குப் பதிலாகப் பயன்படுத்துவதற்குத் தகுந்தவையாகச் செய்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, உயர் நீர்மங்களின் நிலை அழுத்தங்களைத் தாங்கவல்ல மற்றும் அரிப்புக்கு உட்படாத குழாய்களைச் செய்வதற்குக் கண்ணாடி நூலிழை லேமினேட்டுகள் பயன்படுகின்றன. பொறி வண்டி, மற்றும் வான ஊர்தியின் பாகங்கள் செய்வதற்கும், கப்பல் கட்டுவதற்கும் மற்றும் நாட்டின் பொருளாதாரத்தின் பல்வேலு துறைகளிலும் இவை பரவலாகப் பயன்படுகின்றன. சோவியத் நாடு அல்லாமல் பிற நாடுகளில் தயாரிக்கப்படும் மொத்த லேமினேட்டுகளில் 90 விழுக்காட்டிற்கு அதிகமாகத் தற்போது கண்ணாடி நூலிழை லேமினேட்டுகள் தயாரிக்கப்படுகின்றன. இவற்றின் உற்பத்தியில் முக்கியமாகப் பயன்படுத்தப்படும் நூலிழைக் கண்ணாடி முதலாளித்துவ நாடுகளில் வருடத்திற்கு 500 ஆயிரம் டன்கள் உற்பத்தி செய்யப்படுகின்றன.

176. மட் பாண்டங்கள் (Ceramics)

இவை களிமண்ணால் செய்யப்பட்ட பல்வேறு பொருள்களாகும். செங்கல் ஓடுகள், வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்கள், மட்பாண்டம் மற்றும் குழாய்கள், ஓடுகள் (பண்படுத்தாதது)

மற்றும் சீனு பாண்டங்கள் (மென்மையானவை) ஆகியவற்றை உற்பத்தி செய்வது மட்பாண்டத் தொழில்துறையில் அடங்கும் இப்பொருள்களை உற்பத்தி செய்யும் எல்லா தொழிற்சாலைகளும் களிமண்ணை நீருடன் கலந்து பசையாக்கி பின் சுடச் செய்ததும் அது நீரில் கரைந்து குலையாத் தன்மையுடன் துளைகள் கொண்ட ஒரு கடினப் பொருளாக மாறிவிடும் பண்பின் அடிப்படையில் அமைந்தவைகளாகும். பொருள்களின் இயந்திர வலுவை அதிகரிப்பதற்காக களிமண்ணுடன் பல்வேறு பொருள்கள், முக்கியமாக படிகக்கல் மற்றும் ஃபெல்ஸ்பார் சேர்க்கப் படுகின்றன.

மட்பாண்டப் பொருள்கள் ஈரமான களிமண்ணிலிருந்து இயந்திரத்தின் மூலம் அல்லது கையின் மூலம் குயவர்களின் சக்கரத்தின் மீது செய்யப்படுகிறது. பின் காற்றில் உலர்த்தி, உலைகளில் சுடப்படுகிறது. உலையில் சுடும்போது, களிமண் ணுடன் சேர்த்துக் கலக்கப்பட்ட நீர் மற்றும் களிமண்ணிலேயே உள்ள நீர் ஆகியவை வெளிவேற்றப்படுகின்றன. இதன் காரண மாக, களிமண், துளைகள் கொண்டதாகி, சிறிது சுருங்கி அலுமினியம் சிலிக்கேட் $3Al_2O_3 \cdot 2\ SiO_2$ ஆக மாறுகிறது.

செங்கல், சாக்கடை குழாய்கள், ஓடுகள், பூத்தொட்டிகள் போன்ற பண்படா மட்பாண்டங்கள் செங்கல் தொழிற்சாலைகளில் உற்பத்தி செய்யப்படுகின்றன. இவை மட்டரகக் களிமண்ணால் குறைந்த வெப்பநிலைகளில் (*1000*°Cக்கு குறைவாக) சுடப்பட்டவை; துளைகள் கொண்ட இவை நிறைய அளவு நீரை உறிஞ்சிக் கொள்ளும் தன்மையுடன் காணப்படுகின்றன. சாதாரண மட் பாண்டங்கள் இவ்வாறே தயாரிக்கப்படுகின்றன. பானை நீர் கசியாமல் இருக்கும் பொருட்டு மெருகிடப்படுகிறது; இதற்காக சாதாரண உப்பு சுடப்படும் உலையினுள் எரியப்படுகிறது; இதன் ஆவிகள் பாண்டங்களில் உள்ள பகுதியளவு சிலிக்காவுடன் வினை புரிவதால், பாண்டங்களின் மீது கண்ணடி போன்ற உருகும் சிலிக்கேட்டின் ஏடு படிகிறது.

மென்மையான மட்பாண்டங்கள், நிறம் கொண்ட மட்பாண் டங்கள் ஆகியவை அயர்ன் இல்லாத தூய வகைக் களிமண்ணை உயர் வெப்பநிலையில் சுடப்பட்டு செய்யப்பட்டவைகளாகும். மெருகிடப்படாத வெண்மை பீங்கான்கள் (bisques) என்றழைக்கப் படும் சுட்டபொருள்களின் மேல் பல பொருள்களைக் (ஃபெல்ஸ்பர், போரிக் அமிலம் ஸ்டேனிக் ஆக்ஸைடு) கொண்ட உருகும் கலவை களைப் பூசி மெருகிடப்படுகிறது; பின்பு இப் பொருள்களை மீண்டும் உலையில் சூடு செய்யப்படுகின்றன.

நீரால் கழுவி தூயதாக்கப்பட்ட கயோலினை (வெள்ளைக் களி மண்) ஏறக்குறைய அதே அளவு படிகக்கல் மற்றும் ஃபெல்ஸ்பாருடன் கலந்து பீங்கான் பாண்டங்கள் உருவாக்கப்படுகின்றன. பொருள்கள் உயர் வெப்பநிலையில் சுடப்படுகின்றன. (சுமார் 1,200°C) முதல் சுடுதல் முடிந்ததும், மெருகிடப்படாத பீங்கான்கள் நன்கு அரைக்கப்பட்ட ஃபெல்ஸ்பாரும் நீரும் கலந்த கஞ்சியில் அமுக்கி எடுக்கப்படுகின்றன. இவற்றின் மீது இப்போது ஃபெல்ஸ்பார் பூச்சு படிகிறது. பின் இவை மீண்டும் உலைக்குள் வைக்கப்படுகின்றன. இவற்றை 1,400°C வெப்பநிலையில் சுடும்போது, மெருகு மற்றும் மெருகிடப்படாதப்பொருள்களில் உள்ள ஃபெல்ஸ்பார் உருகி அவற்றில் உள்ள துளைகளைப் பெரிதும் முழுவதுமாக நிரப்புகிறது. கிடைக்கும் சீனு பாண்டம் அரைகுறையாக ஒளி ஊடுருவிச் செல்லக் கூடியதாகவும் பொலிவான மெருகுடையதாகவும் உள்ளது.

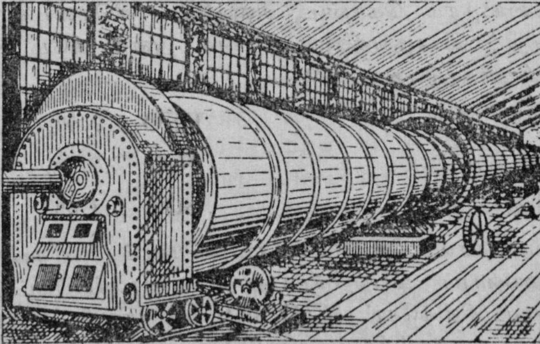
சீனுவில் பண்டைக் காலத்தில் பீங்கான் தயாரிக்கும் முறை கண்டுபிடிக்கப்பட்டது; ஆனல் அது தயாரிக்கும் முறை நீண்ட காலமாக இரகசியமாகவே இருந்துவந்தது. உருஷயாவில் முதன் முதலாக D. வினேகிரேடோவ் என்பவர் 18-ம் நூற்ருண்டில் பீங்கானை தயாரித்துக் காட்டினர். வினேகிரேடோவ் லோமோனேஸோவ்வுடன் சேர்ந்து விடாமுயற்சியுடன் வருந்தி உழைத்து பீங்கான் கலவைகளைத் தயாரிப்பது சம்பந்தமான பல சோதனைகளை நிகழ்த்தியதன் பயனக, அவரால் பெறப்பட்ட பீங்கான் தரத்தில் சீனு பீங்கானுக்கு குறைந்தாக இருக்கவில்லை.

177. சிமெண்ட் (Cement)

சிலிக்கேட் தொழிற்சாலையில் உற்பத்தி செய்யப்படும் மிக முக்கியமான பொருள்களுள் சிமெண்ட் ஒன்ருகும். இது எல்லா வகையான கட்டுமான வேலைகளிலும் மிகு அளவில் பயன்படுகிறது

சிமெண்ட், களிமண்ணை சுண்ணும்புக் கல்லுடன் சேர்த்து அவை கெட்டியாகும் வரை வறுத்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இதற்காக, ஈரமான அல்லது உலர்ந்த களிமண் மற்றும் சுண்ணும்புக்கல் ஆகிய இரண்டையும் முதலில் நன்ருகக் கலந்து பின் தீவிரமாகச்சூடு செய்யப்படும் சிமெண்ட் கலவையை வறுக்கும்போது கால்சியம் கார்பனேட் கார்பன் டை ஆக்ஸைடாகவும் கால்சியம் ஆக்ஸைடாகவும் சிதைகிறது; இது களிமண்ணுடன் வினைபுரிந்து கால்சியம் சிலிக்கேட்டுகள் மற்றும் அலுமினேட்டுகளை உண்டாக்குகிறது. பின்னதில் அலுமினியம் ஆக்ஸைடு வலுவற்ற அமில ஆக்ஸைடாகச் செயல்படுகிறது.

சிமெண்ட் கலவை சிறப்பான உருளை வடிவான சுழலும் உலைகளில் வறுக்கப்படுகிறது. இதுபோன்ற உலை (படம் 104) 40-லிருந்து 150 மீட்டர் வரையுடைய நீளத்தையும் 2.5—3.5 மீட்டர் விட்டத்தையும் கொண்ட தடித்த எஃகுத்தகட்டினால் செய்த பெரிய குழாயாக உள்ளது; இது சிறிது சாய்ந்தும் உட்பக்கம் வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்களின் பூச்சைக் கொண்டும் உள்ளது.



படம் 104.

சுழலும் சிமெண்ட் உலை

உலையின் மேற்பகுதி ஓரத்திலிருந்து சிமெண்ட் கலவை சேர்க்கப்படுகிறது; கீழ்பகுதி ஓரத்திலிருந்து எரியும் நிலக்கரி தூசு அல்லது அணுவாக்கப்பட்ட கன எரிம எண்ணெய் செலுத்தப்படுகிறது. உலை சாய்ந்தவாறும் மெதுவாகச் சுற்றிக்கொண்டும் இருப்பதன் காரணமாக, கலவை மெதுவாக சுடர் மற்றும் உலையின் கீழ் பாகத்தை நோக்கி தள்ளப்படுகிறது. இங்கிருந்து இது நுண்ணிய தானியங்கள் வடிவில் வெளிவருகிறது. இதனை **சிமெண்ட் கட்டி** என்கிறோம். இதனை அரைத்தால் சாம்பல் கலந்த பச்சைநிற நுண் தூள் கிடைக்கிறது. இதுவே **சிலிக்கேட் சிமெண்ட் (போர்ட்லாந்து சிமெண்ட்** என்றும் அழைக்கப்படுகிறது) என்ற பெயரில் விற்கப்படுகிறது.

பொதுவாக, சுண்ணாம்புக்கல் மற்றும் களிமண்ணிலிருந்து செயற்கை முறையில் சிமெண்ட் கலவைத் தயாரிக்கப்படுகிறது. ஆனால் இயையில் சரியாக இக்கலவையை ஒத்த **மார்ல்ஸ்** என அழைக்கப்படும் சுண்ணாம்பு-களிமண் பாறைகளை இயற்கை நமக்கு அளித்துள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, சிமெண்ட் தயாரிப்பதற்கு உகந்த மார்ல்ஸ் படிவுகள் நேரவோரோஸிக்கைச் சுற்றியுள்ள மலைகளில் காணப்படுகின்றன.

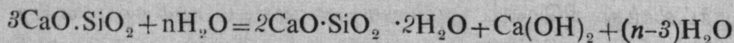
சிமெண்டின் வேதியியல் இயைபு பொதுவாக அவற்றிலுள்ள ஆக்ஸைடுகளின் விழுக்காடுகளாகத் தெரிவிக்கப்படுகின்றது; இவற்றுள் மிக முக்கியமானவை CaO, Al_2 ,O_3,SiO_2 மற்றும் Fe_2O_3 ஆகும். கால்சியம் ஆக்ஸைடுக்கும் பிற மூன்று ஆக்ஸைடுகளுக்கும் இடையே எடையளவில் உள்ள விகிதம் **சிமெண்ட்டின் நீரியல் எண்** (hydraulic module) எனப்படும். இது சிமெண்ட்டின் தொழிற் சார்ந்த பண்புகளை விளக்குகிறது. விளக்கம் தருவதற்காக, பல்வேறு வகை தரம் கொண்ட சிலிக்கேட் சிமெண்டில் உள்ள முக்கிய பகுதிப் பொருள்களின் சராசரி அளவு கீழே தரப்பட்டுள்ளது. (விழுக்காடு அளவில்)

CaO.....62% | Fe_2O_3...2.5%
SiO_2.....22% | NgO.....2.5%
Al_2O_3....7.5% | SO_3......1.5%

அண்மைக் காலத்தில், சிலிக்கேட் சிமெண்ட் பின் கண்டவாறு கனிம இயைபைப் பெற்றிருப்பதாக கண்டறியப்பட்டுள்ளது. டிரைகால்சியம் சிலிக்கேட் $3CaO.SiO_2$, டைகால்சியம் சிலிக்கேட் $2CaO.SiO_2$, டிரைகால்சியம் அலுமினேட் $3CaO.Al_2O_3$ மற்றும் டெட்ராகால்சியம் அலுமோஃபெரைட் $4CaO.AiO_3 \cdot Fe_2O_2$.

நீருடன் சேர்த்துக் கலக்கும்போது 'சிமெண்ட்' ஒரு இளக்கமான பொருளாக மாறி சிறிது நேரம் கடந்த பின் கடினத் தன்மையைப் பெறுகிறது. இவ்வாறு இளக்க நிலையிலிருந்து திண்ம நிலைக்கு மாறும் இதன் மாற்றத்தை **'இறுகுதல்'** (setting) என்கிறோம்.

இன்றைய கொள்கைகளின்படி 'சிமெண்ட்' இறுக்கம் அடைவது மூன்று படிகளில் நிகழ்கிறது. முதல் படியில் சிமெண்ட்டின் பரப்பிலுள்ள துகள்களுக்கும் நீருக்கும் இடையே கீழ்க்கண்டச் சமன்பாட்டின்படி வினை நடைபெறுகிறது.



$$3CaO.SiO_2 + nH_2O = 2CaO \cdot SiO_2 \cdot 2H_2O + Ca(OH)_2 + (n-3)H_2O$$

இளகிய நிலையிலுள்ள சிமெண்ட்டில் பூரிதக்கரைசலாக உள்ள கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, படிக உருவற்ற நிலையில் பிரியத் தொடங்கி, காரையின் மணிகளைச் சூழ்ந்து அவற்றை ஒன்றாக இணைக்கிறது. இறுகுதலில் இது இரண்டாவது படியாகும். மூன்றாவதுபடி, படிகமாதல் அல்லது தொடக்க இறுகுதலாகும். கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் துகள்கள் அளவில் பெரியதாகி, நீண்ட ஊசி போன்ற படிகங்களாக மாறிப்பின் படிகவடிவற்ற கால்சியம் சிலிக்கேட்டினுள் வளர்ந்து அதனை அதிக குறுக்க

மடையச் செய்கின்றன. இதனுல் சிமெண்ட்டின் இயந்திர வலு அதிகரிக்கப்படுகிறது.

சிமெண்ட் ஒரு பிணைக்கும் பொருளாகப் பயனுகும்போது, அது பொதுவாக பல பங்கு எடை மணலுடன் சேர்த்து கலக்கப் படுகிறது. சிமெண்ட், மணல் மற்றும் நீர் ஆகியவை கலந்த கலவை **மார்டர்** (mortar) எனப்படும்.

சரளைக்கல் நொறுக்கப்பட்ட பாறை ஆகியவற்றுடன் கலக்கப் பட்ட மார்டர் **கான்கிரீட்** எனப்படும். கான்கிரீட் வில் வளைவு போன்ற கூரை, வளைவுகள், பாலங்கள், தொட்டிகள் பெரும் குளங்கள், வீடுகள் ஆகியவற்றைக் கட்டுவதற்குப் பரவலாகப் பயன்படுகிறது. அயர்ன் விட்டங்கள் மற்றும் கம்பிகள் கொண்டு அமைக்கப்பட்ட கான்கிரீட் அமைப்புகள் **வலிவூட்டப்பட்ட கான் கிரீட்** அமைப்புகள் என்றழைக்கப்படுகின்றன.

உருஷிய சக்கரவர்த்தி காலங்களில் மிகக் குறைந்த சிமெண்ட்டே உற்பத்தி செய்யப்பட்டது. அக்டோபர் புரட்சிக்குப் பிறகு, தொடர்ச்சியாக, நாட்டின் பொருளாதார நிலையின் அடிப் படையில் கட்டுமானப் பொருள்களுக்குத் தேவை அதிகரித்ததின் காரணமாக சிமெண்ட் தொழில்துறை வெகுவாக விரிவடைந்தது. தொழிற்சாலைகள் மற்றும் வீடுகள் கட்டுவற்காக தீவிரத்திட் டங்கள் தீட்டியதின் விளைவாக முக்கியமாக சமீபகால களில் இத்துறை பெருமளவில் வளர்ச்சியைக் கண்டுள்ளது இந்நாட்டுத் தொழிற்சாலைகளின் உற்பத்தி:

1913-ல் *1·8* மில். டன்கள் சீமைக்காரை

1940-ல் *5·7* மில். டன்கள் சீமைக்காரை

1954-ல் *19·0* மில். டன்கள் சீமைக்காரை

1964-ல் *64·9* மில். டன்கள் சீமைக்காரை

1967-ல் *84·8* மில். டன்கள் சீமைக்காரை

சிலிக்கேட் சிமெண்ட்டோடு வேறு வகைச் சிமெண்ட்களும் சோவியத் நாட்டில் உற்பத்தி செய்யப்படுகின்றன.

அலுமினு சிமெண்ட் : நன்கு பொடி செய்த பாக்ஸைட்டும் (இயற்கை Al_2O_3) சுண்ணும்பும் கல்லும் கலந்த கலவையை உருக்கி அலுமினு சிமெண்ட் தயாரிக்கப்படுகிறது. கலவை, செங்குத்தான அல்லது சிறப்பான மின் உலைகளில் பயன்படுத்தப் படுகிறது. அலுமினே சிமெண்ட் சிலிக்கேட் சிமெண்ட்டை விடக்

குறைந்த விழுக்காடு CaO-ம் ஆனல் அதிக விழுக்காடு Al_2O_3-யும் கொண்டுள்ளது. இதன் சுமாரான இயைபு 40% CaO, 10% SiO_2 மற்றும் 50% Al_2O_3 ஆகும். இந்த சீமைக்காரையை உருவாக்கும் முக்கியச் சேர்மங்கள் பல வகை கால்சியம் அலுமினேட்டு களாகும். அலுமின சிமெண்ட் சிலிக்கேட் சிமெண்ட்டை விட மிக விரைவில் கடினத் தன்மையைப் பெறுகிறது; மேலும் கடல்நீரை மிகவும் நன்ருகத் தாங்கவல்லதாக உள்ளது. சிலிக்கேட் சிமெண்ட்டை விட அலுமின சிமெண்ட் அதிக விலையுடையதாக இருப்பதால், இது சில முக்கிய கட்டுமான வேலைகளுக்கு மட்டும் தான் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

அமிலம்-தாங்கவல்ல சிமெண்ட்: இது, நன்கு அமைக்கப் பட்ட படிகக்கல் மணலும் நன்கு விரிவாக்கப்பட்ட அதிக பரப்பைக் கொண்ட 'வலுவான' சிலிக்காவும் கலந்த கலவை யாகும். பின்னது, பொதுவாக வேதியிய முறைப்படி வினை படுத்தப்பட்ட ட்ரைபோலியாகவோ அல்லது செயற்கை முறை யில் உண்டாக்கப்பட்ட சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடாகவோ இருக்க லாம். இக்கலவையுடன் சோடியம் சிலிக்கேட் கரைசலைச் சேர்த்தால், கலவை இளகும் தன்மையைப் பெற்றுப் பின் HF-ஐத் தவிர மற்ற எல்லா அமிலங்களையும் தாங்கவல்ல ஒரு நிலையான பொருளாக இறுக்கம் அடைகிறது.

அமிலம்-தாங்கவல்ல சிமெண்ட் முக்கியமாக அமிலம் தாங்க வல்ல ஓடுகளைக் கொண்ட வேதியியக் கருவிகளுக்குப் பூசுவதற்கு ஒரு ஒட்டுப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. சில கருவிகளில் அதிக விலையுடைய லெட்டிற்குப் பதிலாக அமிலம்-தாங்கவல்ல சிமெண்ட் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

178. கரிமச் சிலிக்கன் சேர்மங்கள்

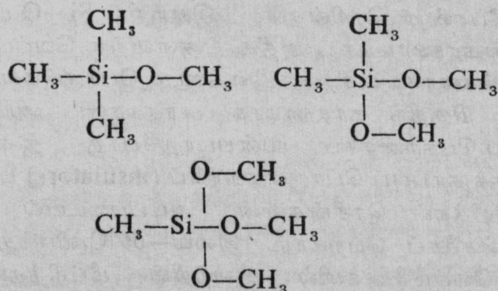
சிலிக்கன் அணுக்கள் கார்பன் அணுக்களுடன் கூடியிருக்கும் வெவ்வேறு வகை சிலிக்கன் சேர்மங்கள் குறிப்பிடத் தகுந்த எண்ணிக்கையில் நீண்ட காலம் முதலே அறியப்பட்டிருந்தன. இவை கரிம சிலிக்கன் சேர்மங்கள் எனப்படும்.

நீண்ட காலமாக கரிம சிலிக்கன் சேர்மங்கள் நடைமுறை முக்கியத்துவம் பெற்றில்லாதவைகளாகவே இருந்தன.

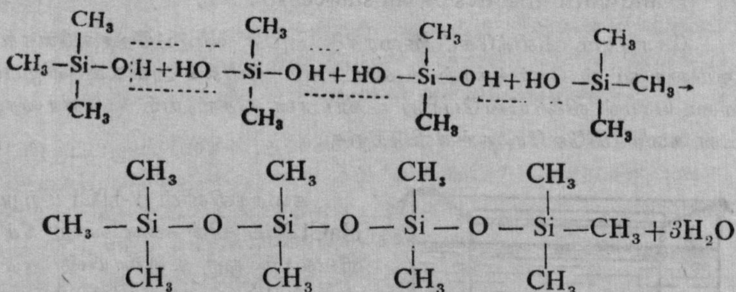
1936-ல் சோவியத் அறிவியலார் K. ஆன்டிரியனேவ் உயர்-மூலக்கூறு எடை கரிய சிலிக்கன் சேர்மங்களை தொகுப்புமுறையில் பெறுவதற்கான ஒரு முறையை வளர்த்தார்; இதுவே, தற்போது

பல சிறந்த பண்புகளைக் கொண்ட பல்வேறு பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்காக அடிப்படை முறையாக உள்ளது.

K. ஆன்டிரியனேவ் ஆர்த்தோசிலிசிக் அமிலத்தின் $Si(OH)_4$ பெறுதிகளினுடைய எஸ்ட்டர்களை தொகுத்தார்; இவற்றுள் ஒன்று இரண்டு அல்லது மூன்று ஹைட்ராக்ஸி தொகுதிகள் ஹைட்ரோ கார்பன் உறுப்புகளினல் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்டுள்ளன. எடுத்துக் காட்டு:



இந்தஎஸ்ட்டர்களை நீராற்பகுத்தால் அவைஒவ்வொன்றிற்கும் உரியஹைட்ராக்சில் தொகுதியைக் கொண்டசிலிக்கன் சேர்மங்கள் உண்டாக வேண்டும்; ஆனல் இவை உடனடியாக சுருங்கி, நீர் மூலக்கூறுகளை வெளியேற்றி பாலி சுருக்கப் பொருள்களை உண்டாக்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, $(CH_3)_2$ Si $(OCH_3)_2$ மற்றும் $(CH_3)_3SiOCH_3$-யும் கலந்த கலவை நீராற் பகுபடும்போது உண்டாகும் பொருள்கள் கீழ்க்கண்டச் சமன்பாட்டின்படி சுருக்கமடையலாம்:



சுருக்கவினை குறைந்த வீதத்தில் நடைபெறுமாயின் (சுமார் 10 சிலிக்கன் அணுக்களைப் பெற்றிருக்கும்படி மூலக்கூறுகள் உண்டாகும் அளவில்) கிடைக்கும் திரவங்களை மசகெண்ணெய்களாகப் பயன்படுத்தலாம். அதிக வெப்பநிலை வீச்சுகளில் பாகுத்தன்மையில் மிகச் சிறு மாற்றத்தைப் பெறுதல், மற்றும்

உலோகங்களுடன் வினைபுரிவதில் வேதியிய நிலைப்புத் தன்மை யுடன் காணப்படுதல் ஆகியவை இவற்றின் சிறப்புப் பண்பு களாகும். நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்களின் கலவைகளான சாதாரண மசகெண்ணெய்களுடன் ஒப்பிடும்போது இவை உயர் வெப்பநிலைகளிலும் மிகவும் நிலையானவைகளாக உள்ளன.

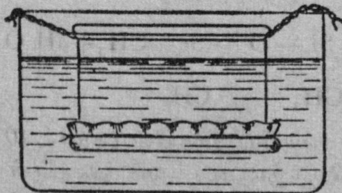
சுருக்கவினை மிகவும் தீவிரமாக நடைபெறுமாயின் கிடைக்கும் பொருள்கள் ரெசின் போன்ற தன்மையுடன் காணப்படுகின்றன. இது போன்ற ரெசின்கள், இவற்றின் Si—O பிணைப்பின் வலு மிகுதிக் காரணமாக அதிக அளவிற்கு வெப்பம் தாங்க வல்ல பொருள்களாகவும் சிறந்த மின் தடைப் பொருள்களாகவும் உள்ளன வெப்ப மிகுதிக் காரணமாக சாதாரண அரிதிற் கடத்திகள் காப்புப் பொருளாகப் பயன்படாதபோது இவை மின்கடத்தி களுக்குக் காப்புப் பொருள்களாகப் (insulators) பயன்படுகின்றன கரிம சிலிக்கன் ரெசின்களின் அடிப்படையில் ரப்பர்போன்ற பொருள்களைப் பெறலாம். இவை—60°C,விருந்து +200°Cவரை யான வெப்பநிலைகளில் இவற்றின் மீட்சித்தன்மையை தக்க வைத்துக் கொள்ளக்கூடியவைகளாக உள்ளன; 300°C வெப்ப நிலையிலும் முறிவடைவதில்லை.

கரிம சிலிக்கன் சேர்மங்கள் கண்ணாடி, காகிதம், நெசவுத் துணிகள், கட்டுமானப் பொருள்கள் மற்றும் நீரை விலக்கும் பல பொருள்கள் செய்வதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

கூழ்கள் (Colloids)

179. பொருள்களின் படிக மற்றும் கூழ்ம நிலைகள் (Crystalloid and colloid states of substances)

சோடியம் சிலிக்கேட் கரைசலை அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்தால், உண்டாகும் சிலிசிக் அமிலம் வீழ்படி வடையாமல் வினையின்போது உண்டான சோடியம் குளோரைடு டன் கரைசலிலேயே தங்கிவிடுகிறது.



படம் 105
கூழ்பிரிப்பான்

கரைசலினின்று HCl மற்றும் NaCl-ஐப் பின்கண்டவாறு நீக்கி விடலாம். ஒரு உருளையின் அடிப் பாகத்தில் பார்ச்மென்ட் தாள் அல்லது விலங்கின் மெல்லிய தோலைக் (சவ்வு) கட்டி அதில் அக்கரைசல் வைக்கப்படுகிறது. இந்த உருளையை ஒரு பெரிய நீர் தொட்டியில் வைக்கவேண்டும்.

தொட்டியில் நீர் தொடர்ச்சியாகப் புதுப்பிக்கப்படுகிறது (படம் 105). சோடியம் குளோரைடும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் எளிதில் சவ்வு வழியாக ஊடுருவிச் செல்கின்றன. ஆனால் சவ்வு வழியாக ஊடுருவ முடியாத சிலிசிக் அமிலம் மட்டும் கரைசலில் தங்கிவிடுகிறது. இதனால், சிறிது நேரம் கழித்து, உருளையில் தூய சிலிசிக் அமிலக் கரைசல் இருப்பதைக் கண்டறியலாம்.

கரைசலில் கரைந்துள்ள பொருள்களில் ஏதேனும் ஒன்று சவ்வு வழியாக ஊடுருவிச் செல்லாது என்ற பண்பின் அடிப்படையில் கரைந்த பொருள்களைப் பிரிக்கும் முறைக்கு **கூழ்ப்பிரிப்பு** (dialysis) என்று பெயர். இதற்குப் பயன்படும் மேற்குறிப்பிட்ட கருவி **கூழ்ப்பிரிப்பான்** (dialyzer) எனப்படும்.

சிலிசிக் அமிலத்தோடு, பிசின், ஜெலாட்டின், முட்டையின் வெண்கரு போன்ற பல்வேறு கரைந்த பொருள்கள் பார்ச்மென்ட் தாள் அல்லது சவ்வின் வழியாக ஊடுருவிச் செல்வன அல்ல.

சென்ற நூற்றாண்டின் அறுபது முதலான ஆண்டுகளில் கரைந்த பொருள்கள், தாவர மற்றும் விலங்கின் சவ்வு வழியாக ஊடுருவிச் செல்வதைப்பற்றி மிகவும் விரிவான முறையில் ஆங்கில வேதியியலார் கிரஹாம் என்பவர் ஆய்ந்தறிந்துள்ளார்.

கரைசலில் ஊடுருவிச் செல்லும் தன்மை கொண்ட எல்லாப் பொருள்களும் படிக வடித்தானவைகளாக உள்ளன என்பதை கிரஹாம் கண்டறிந்தார். மாறாக, சவ்வுகளின் வழியாக ஊடுருவிச் செல்ல முடியாதவை படிகவடிவற்றவைகளாக இருந்தன; இவற்றைக் கரைசலினின்று பிரித்தெடுத்தபோது வடிவற்ற அமைப்பைக் (பிளாஸ்டிக் போல) கொண்டன. இதன் அடிப்படையில் முன்னவை **படிகப் பொருள்கள்** என்றும் பின்னவை **கூழ்மப் பொருள்கள்** (கிரீக் மொழியில் 'Colla' என்றால் பிசின் போன்ற என்று பொருள்) என்றும் கிரஹாமால் அழைக்கப்பட்டன.

இருப்பினும் *1869*-ம் ஆண்டிலேயே உருஷ்ய தாவரயியலார் I. போர்செவ்வோ என்பவர் சில கூழ்களின் துகள்கள் படிக அமைப்பு உடையவைகளாகவும் இருக்கலாம் என்ற கருத்தை வெளியிட்டார். மேற்கொண்டு செய்யப்பட்ட ஆய்வுகள் இக் கருத்தை உறுதிப்படுத்தி, படிகப் பொருள்கள் கூழ்மப் பொருள்கள் என்ற கிரஹாமின் வகையீட்டைக் கைவிடச் செய்தன; ஏனெனில் முட்டையின் வெள்ளைக்கரு போன்ற சிறப்பான கூழ்மங்களை படிகங்களாகப் பெறமுடிவதோடு அல்லாமல் NaCl போன்ற மறுக்க முடியாத படிகப் பொருள்களைக்கூடக் கூழ்மநிலையில் பெறமுடிகிறது.

முடிவாக ஒரே பொருள் சில கரைப்பான்களில் கூழ்மமாக வும் வேறு கரைப்பான்களில் படிகமாகவும் செயல்படலாம் என நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, நீரில் கரைக்கப்பட்ட சோப்பு சவ்வின் வழியாக ஊடுருவிச் செல்வதில்லை. ஆனால், ஆல்கஹால் கரைசலில் அதே சோப்பு ஒரு படிகப் பொருளுக்கான பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது.

எனவே, படிகப் பொருள்களையும் கூழ்மப் பொருள்களையும் பிரிக்கும் வகையீடு படிப்படியாக மறைந்தது. ஆகவே, தற்போது, பொருள்களின் திண்மம் மற்றும் நீர்மநிலைகளைப் பற்றி மேலே கண்டதுபோல, பொருள்களின் படிக அல்லது கூழ்மநிலைகளைப் பற்றிதான் நாம் பேசவேண்டும்.

பொருள்களின் கூழ்மநிலை, வேதியியலில் மட்டும் அல்லாமல், உயிரியல், மருத்துவம், தொழிலியல் மற்றும் வேளாண்மை ஆகிய துறைகளிலும் மிகவும் முக்கியப் பங்கைப் பெற்றுள்ளது; எனவே இதனைப் பற்றிச் சிறிது விரிவாகக் காண்போம்.

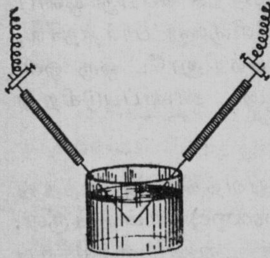
180. பிரிகை அமைப்புகள் (Dispersed Systems)

களிமண் போன்ற கரையாத ஏதாவது ஒரு பொருளின் நுண்ணிய தூளை நீருடன் சேர்த்துக் குலுக்கினல், பெரிய துகள்கள் விரைவில் அடிப்பாகத்தில் படிந்துவிடும். நுண்ணியத் துகள்கள் நீண்ட நேரம் நீரில் 'தொங்கவிடப்பட்ட' நிலையில் காணப்படும். இதனல் நீர்மம் சில சமயங்களில் வாரக்கணக்காக கலங்கிய நிலையில் இருக்கும். ஒரு திண்மப் பொருளின் துகள்களைத் தொங்கவிடப்பட்ட நிலையில் கொண்டுள்ள நீர்மங்கள் **தொங்கல்கள்** (suspensions) எனப்படும்.

ஒரு நீர்மத்தின் சிறு திவலைகளை மற்றொரு நீர்மத்தில் தொங்கும்படிச் செய்தால் அந்த அமைப்பு **பால்மம்** (emulsion) எனப்படும். எண்ணெயின் புறப்பரப்பு இழுவிசையைக் குறையச் செய்யும் தன்மை வாய்ந்த பொருள்களின் முன்னிலையில் எண்ணெயை நீருடன் சேர்த்துத் தீவிரமாகக் குலுக்குவதன் மூலம் ஒரு பால்மத்தைப் பெறலாம். சாதாரண பால், நீரில் வெண்ணெய் கொழுப்பின் சிறு திவலைகளைக் கொண்ட ஒரு பால்மமாகும்.

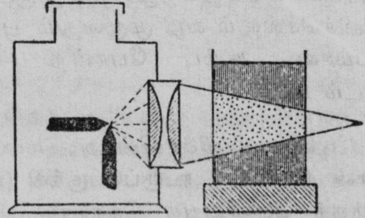
தொங்கும் நீர்மங்களை வடிகட்டிப் பிரித்துவிடலாம். நீர்மங்களில் சாதாரண வடி தாள் 5μ, அதாவது $0{\cdot}005$ மி.மீ. வரை விட்டம் கொண்ட துகள்களையும், சிறப்பாகத் தயாரிக்கப்பட்ட

வடிதாள் 1μ வரையும் வடி களிமண் $0{\cdot}2\ \mu$ அளவிற்கு சிறிய துகள்களையும் தடுத்து நிறுத்துகின்றன.



படம் 106

சில்வரின் கூழ்மக் கரைசலைத் தயாரிப்பதற்கான விளக்கப் படம்



படம் 107

டின்டால் கூம்பு

ஒரு நீர்மத்தில் 0.1μ-க்கு அதிகமான அளவு விட்டம் கொண்ட துகள்கள் இருக்கும் வரை, நீர்மம் தெளிவாகக் காணப்படாது; ஒரு சாதாரண நுண்பெருக்கியின் துணைகொண்டு ஒரு திவலை நீர்மத்திலுள்ள தொங்கும் துகள்களைக் கண்டறிந்துவிட முடியும்.

ஒரு பொருளை சிறிய துகள்களாக அதாவது, அத்துகள்களைக் கொண்டுள்ள நீர்மம் மிகவும் தெளிவாகவும் ஒரு படித்தானதாகவும் தோன்றும் அளவிற்கு (உண்மையில் இவ்வாறு இல்லை என்றாலும்) சிறிய துகள்களாகச் செயற்கை முறையில் பிரிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, இரண்டு சில்வர் கம்பிகளை காய்ச்சி வடித்த நீரினுள் இறக்கி, போதுமான அளவிற்குச் சக்தி வாய்ந்த மின்சாரத்தைத் தரும் மின்கலத்துடன் இணைத்து (படம் 106) அவற்றின் முனைகளை நீருக்கு அடியில் ஒன்றாகச் சேர்த்தால், ஒரு மின் வில் உண்டாகி பழுப்பு நிற மேகம் தோன்றும். விரைவில் நீர்மம் முழுவதும் பழுப்பு நிறத்தைப் பெறும்; இருப்பினும் நீர்மம் தெளிவாகக் காட்சி தரும். இந்நிறத் தோற்றத்திற்குக் காரணம் மின் வில்லினால் நீருக்குள் செலுத்தப்பட்ட சில்வரின் சிறு துகள்களாகும். சில்வர் கம்பிகளுக்குப் பதிலாக கோல்டு கம்பிகளைப் பயன்படுத்தியிருப்பின், நீர்மம் ஊதா நிறத்துடன் கோல்டினுடைய சிறு துகள்களைப் பெற்றிருக்கும். இவ்வாறு பெறப்பட்ட துகள்களை மிகவும் சக்தி வாய்ந்த உருப்பெருக்கும் தன்மையைக் கொண்ட ஒரு சாதாரண நுண் பெருக்கியாலும்கூட கண்டறிய முடிவதில்லை; ஆனால் நீர்மத்தில் இவை இருப்பதை **டின்டால்** விளைவு மூலம் வெளிப்படுத்த முடியும்.

டின்டால் விளைவை பின்வருமாறு விளக்கலாம். ஒரு விளக்கிலிருந்து குறுகி வரும் ஒளிக்கற்றையை சிறு துகள்களைத் தொங்கும் நிலையில் கொண்ட ஒரு நீர்மத்தினூடே செலுத்தினால், ஒவ்வொரு துகளும் அதன்மீது படும் ஒளிக்கற்றையைச் சிதறச் செய்து ஒளிப் புள்ளியாக மாறுகிறது. ஒரு இருட்டு அறையிலிருந்து பார்த்தால், ஒளிச்செல்லும் வழி முழுவதும் புலனாக நீர்மத்தினூடே ஒரு ஒளிமயமான கூம்பு போன்ற வடிவத்துடன் காணப்படுகிறது (படம் 107).

டின்டால் விளைவின் அடிப்படைத் தத்துவத்தில் அமைந்தது தான் **மேனிலை உருப்பெருக்கி** (ultramicroseope) என்ற கருவி. இந்தக் கருவியைக் கொண்டு, சாதாரண நுண்ணோக்கிக்குப் புலனாகாத $0{\cdot}1\mu$-க்கு குறைவான விட்டத்தைக் கொண்ட துகள்களும் நீர்மத்தில் இருப்பதைக் கண்டறியலாம். மேனிலை உருப் பெருக்கியில் நீர்மத்தின் மீது ஒளி பக்கவாட்டில் படுகிறது; ஆனால் நுண்ணோக்கியில் நீர்மத்தின் கீழிருந்து ஒளி விழுகிறது. நீர்மம் மிகவும் ஒரு படித்தானதாக இருப்பின், பார்க்கப்படும் எல்லா புலமும் கறுப்பாகத் தெரியும்; ஏனெனில் எந்த ஒளிக் கதிர்களும் நுண்ணோக்கி குழாயின் ஊடே செல்வதில்லை. ஆனால் நீர்மத்தில் தொங்கும் சிறியத் துகள்கள் மின் வில்லால் உண்டான சில்வர் துகள்கள் இருப்பின், இவற்றால் சிதறடிக்கப்பட்ட ஒளி பார்ப்பவருடைய கண்களை வந்தடையும். எனவே இப்போது, கருப்பாக இருந்த இடத்தில் ஒளிப்புள்ளிகள் இங்கும் அங்கும் தொடர்ச்சியாகத் திரிவது போன்று (பிரௌனின் இயக்கம்) தெரியும்.

துகள்கள் $0{\cdot}1\mu$-க்கு மிகவும் குறைவான அளவில் இருப்பின், மேனிலை உருப் பெருக்கியைப் பயன்படுத்திகூட இவற்றைத் தெளிவாக அறிந்து கொள்ள முடியாது; ஆனால் நீர்மத்தின் ஊடே செல்லும் ஒளிக் கற்றையை இப்போதும் காணலாம். முடிவாக, துகள்கள் $1\,m\mu$ அளவிற்கு மிகவும் சிறியவவைகளாக இருப்பின் இவ் இயற்பாடே இல்லாத அளவிற்கு சிதறும் ஒளி மிகக் குறைவாக இருக்கும்; மற்றும் நீர்மம் மிகவும் ஒருபடித்தானதாக அல்லது அதனூடே ஒளி செல்லாதது போலத் தோன்றும். இதற்குப் பல்வேறு பொருள்களின் சாதாரணக் கரைசல்கள் எடுத்துக் காட்டுகளாகும்.

ஒரு பொருள் மிகவும் நுண்மையாக்கப்பட்டு ஏறக்குறைய மிகச் சிறியத் துகள்களாக வேறொரு பொருளினூடே விரவியிருக்கும் அமைப்பு பிரிகை அமைப்பு எனப்படும். நுண்ணியத் துகளாக உள்ள பொருள் அமைப்பின் பிரிகை நிலைப் பொருள் (disperse

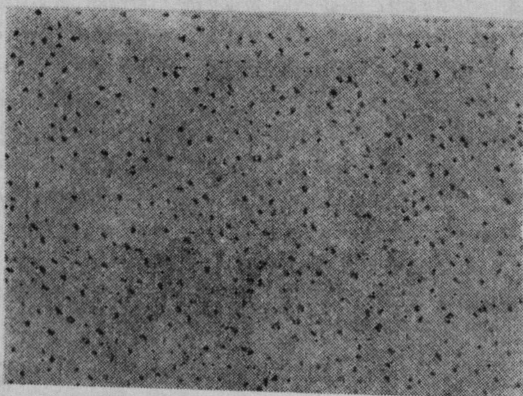
phase) என்றும் இதனைச் சூழ்ந்துள்ள பொருள் பிரிகை ஊடகம் (dispersion medium) என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக் காட்டாக, நீரில் களிமண்ணைக் கொண்ட தொங்கலில், பிரிகை நிலைப் பொருள் களிமண் துகள்களாகும்; பிரிகை ஊடகம் நீராகும்.

பிரிகை அமைப்புகள், நாம் பார்த்தபடி, வெவ்வேறு பிரிகை வீதத்தைப் பெற்றிருக்கலாம். தொங்கல்கள் மற்றும் பால்மங்கள் கரடு முரடான பிரிகை அமைப்புகள் என வகைப்படுத்தப்படு கின்றன; ஏனெனில் இவற்றின் பிரிகை நிலைப் பொருள்களின் துகள்கள் ஏறக்குறைய பெரியவைகளாக உள்ளன. மாறாக, சாதாரணக் கரைசல்களின் அமைப்புகள் மிக உயர் பிரிகை வீதத்தைக் கொண்டவை எனலாம்; ஏனெனில் இவற்றுள் விரவும் பொருள்கள் மூலக்கூறுகள் மற்றும் அயனிகளாகப் பிரிந்து விடுகின்றன. இவ்வகையில் பிரிகை நிலைப் பொருள் என்று கூறுவதற்கு ஒன்றுமில்லை; ஏனெனில் கரைசல் முழுமை யாக ஒரு தனி நிலைமையைக் கொண்டுள்ளது. இவ்விரண்டு வகைக்கும் இடைப்பட்டதில், பிரிகைநிலைத் துகள்களின் பருமன் சாதாரணக் கரைசலில் இருப்பதைவிட அதிகமாகவும், ஆனால் அதே சமயத்தில் மேனிலை உருப் பெருக்கியின் மூலம் மட்டும் தான் தெரியக்கூடிய அளவிற்கு சிறியவைகளாகவும் உள்ளன. இதுபோன்ற அமைப்புகளை **கூழ்மக் கரைசல்கள்** அல்லது **சால்கள் (sols)** என்கிறோம்.

கூழ்மக் கரைசல்களை நுணுகி ஆய்ந்தால், இக்கரைசல் களுக்கும் சாதாரண அல்லது "உண்மைக்" கரைசல்களுக்கு இடையேயும் மற்றும் தொங்கல்கள் அல்லது பால்மங்களுக்கு இடையேயும் எந்தவித குறிப்பிட்ட எல்லையையும் குறிப்பிட முடியாது எனத் தெரியவருகிறது. எனவே, நீர்மத்தைப் பிரிகை நிலை ஊடகமாகக் கொண்ட பிரிகை அமைப்புகளை மேற்குறிப்பிட்ட மூன்று வகைகளாகப் பிரிப்பது ஒரு வழக்கு முறையே. இம் மூவகைகளுக்கும் இடையே உள்ள எல்லைப்பாகுபாடு, சாதாரண நுண் நோக்கி மற்றும் மேனிலை உருப்பெருக்கி ஆகியவற்றிற்குப் புலனாகும் அளவைப் பொருத்து ஏறக்குறைய நிர்ணயிக்கப் படுகிறது.

தொங்கல்கள் மற்றும் **பால்மங்கள்**, சாதாரண நுண் ணோக்கிக்குப் புலனாகக்கூடியத் துகள்களைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் பருமன் $100 m\mu$ (0.1μ) அளவிற்கும் அதிகமாக உள்ளது. இதுபோன்ற அமைப்பின் பல படித்தான தன்மையை நமது கண்களைக் கொண்டே அறிய முடிகிறது.

கூழ்மக் கரைசல்கள்: பிரிகை நிலைத்துகள்களின் பருமன் 100 மற்றும் 1 mμ அளவு உள்ளது. துகள்களை மேனிலை உருப் பெருக்கியின் மூலம்தான் கண்டறிய முடிகிறது; இவைத் தடை யேதுமின்றி சாதாரண வடிதாளின் துளைகள் வழியாக ஊடுருவிச் செல்கின்றன. ஆனால், பார்ச்மென்ட் காகிதம், எருதின் தோல் அல்லது சிறப்பான மிக நுண் வடிதாள்களைக் கொண்டு இவற்றைத் தடுத்து நிறுத்த முடியும். கூழ்மக் கரைசல்கள் ஊடுருவப்பட்ட ஒளியில் மிகவும் தெளிவாகவும் ஒரு படித்தானதாகவும் காட்சி யளிக்கின்றன; எதிரொளிப்பு ஒளியில் சிறிது கலங்கலாக, முக்கியமாக துகள்களின் பருமன் 100mμ அளவுக்கு நெருங்கி இருப்பின், தோன்றுகின்றன.



படம் 108.

சில்வர் சால் (உருப்பெருக்கம் 18,000. ×)

பத்து, நூறு, ஆயிரம் மடங்குகளின் அளவிற்கு உருவைப் பெருக்கிக் காட்டக்கூடிய தற்கால எலெக்ட்ரான் நுண்ணோக்கிகள் கூழ்மத் துகள்களைக் கண்டறிவதற்குப் பயன்படுவதோடு அவற்றின் பருமன் மற்றும் வடிவத்தையும் நிர்ணயிக்கப்பயன்படு கின்றன.

படம் 108 எலெக்ட்ரான் நுண்நோக்கியின் உதவிக்கொண்டு எடுக்கப்பட்ட ஒரு சில்வர் சாலின் படமாகும்.

உண்மைக் கரைசல்கள்: இவற்றின் துகள்களின் பருமன் 1mμ அளவிற்குக் குறைவு. இத்துகள்களை ஒளியியல் முறையில் கண்டறிய முடியாது.

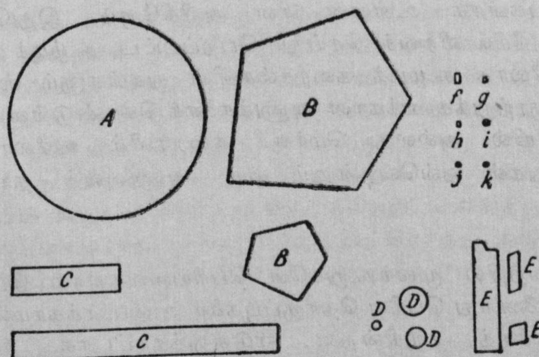
நீர்மம் பிரிகை அமைப்புகளை திண்மம் அல்லது நீர்மத் துகள்களின் விரவுதல் வீதம் அதிகரிக்கும் வரிசையில் வகைப்படுத்தினால் கிடைப்பது:

தொங்கல்கள் மற்றும் பால்மங்கள்	கூழ்மக்கரைசல்கள்	உண்மைக் கரைசல்கள்
	100mμ	1mμ

→

விரவுதல் வீதம் அதிகரித்தல்

படம் 109 வெவ்வேறு பிரிகை அமைப்புகளில் காணப்படும் துகள்களின் சார்புப்பருமனைப் பற்றிய ஒரு தெளிவான கருத்தை தெரிவிக்கிறது.



படம் 109.

புல்வேறு துகள்களின் சார்பு பருமன்கள்:

A—மனித இரத்தத்தின் எரித்ரோசைட்டுகள், விட்டம் சுமார் 7.5μ; B—ஸ்டார்ச் மணிகளின் துண்டுகள், 3-8μ; C—ஆன்த்ராக்பெஸிலி, நீளம் 4-10μ; D—கோகை, 0.1-1μ; E—கயோலின் தொங்கலின் துகள்கள்; f, g, h—கோல்டு தொங்கலின் துகள்கள், 0.075—0.2μ; i. j, k—கூழ்ம நிலை கோல்டின் துகள்கள், 0.006—0.015μ.

181. கூழ்மநிலை துகள்களின் இயைபு

கூழ்மக் கரைசல்களிலுள்ள பிரிவு நிலைத் துகள்கள் உண்மைக் கரைசல்களில் உள்ள துகள்களை விட மிகப் பெரியவை. இதுவே இவ்விரு வகைக் கரைசல்களுக்கும் இடையே உள்ள வேற்றுமை. உண்மைக் கரைசல்களில் பிரிகை நிலைத் துகள்கள், கரைபொருளின் மூலக்கூறுகளாகவோ அல்லது

அயனிகளாகவோ இருக்கின்றன; ஆனல் கூழ்மக் கரைசல்களில் உள்ள துகள்கள் நிச்சயமாக பல மூலக்கூறுகளின் தொகுப்பு களாக உள்ளன. கூழ்மத்துகள்களின் சார்பு நிறையை நிர்ணயிப் பதன் மூலம் இத் தொகுப்புகளின் பருமனைப் (தொகுப்புகளை உண்டாக்கும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையை) பற்றி அறிந்து கொள்ள முடிகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, கரைசலின் அடர்வைப் பொருத்து, நீரும் சோப்பும் சேர்ந்த கூழ்மக் கரைசலில் உள்ள சோப்புத் துகள்களின் சார்பு நிறைகள் 7,000-15,000 கார்பன் அலகுகளாக உள்ளன. ஆனல் அதே சோப்பை ஆல்கஹாலில் கரைத்தால் அது உண்மைக் கரைசலை உண்டாக்குகிறது. இக் கரைசலின் கொதிநிலை நிர்ணயிப்பின் படி சோப்பின் மூலக்கூறு எடை $C_{17}H_{35}COONa$ என்ற வாய்பாடுக்கு இசைந்தபடி 306 ஆக உள்ளது. எனவே, கூழ்மக் கரைசலில் உள்ள ஒவ்வொரு சோப்புத் துகளும் 20-லிருந்து 50 மூலக்கூறுகளைக் கொண்ட தொகுப்புகளாக உள்ளன என அறிகிறோம். இதுபோன்றே, சில்வரை நீரில் விரவச் செய்து பெறப்பட்ட கூழ்மக் கரைசலை ஒத்த உலோக கூழ்மக் கரைசல்களின் துகள்களும் ஸ்கோர்கள் மற்றும் நூற்றுக்கணக்கான அணுக்களைக் கொண்டுள்ளன; ஆனல் வாயுநிலையில் அல்லது மெர்குரி கரைசலில் உலோகங்களின் மூலக்கூறுகள் ஒவ்வொன்றும் ஒரு அணுவைத் தான் பெற் றுள்ளன.

சிலவற்றில் மூலக்கூறுகளே பெரியவைகளாக இருப்பதால் அவை இணைந்து பெரிய தொகுப்புகளை உண்டாக்காமல் கூழ்மக் கரைசல்களைத் தருகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, இரத்தத்தி லுள்ள ஹீமோகுளோபினுடைய மூலக்கூறு சுமாராக 68,100 கார்பன் அலகுகள் எடையைப் பெற்றுள்ளது. சில புரோட்டீன் களின் மூலக்கூறுகள் மில்லியன்கள் எடை அலகுகள் உடைய வைகளாகவும் உள்ளன.

182. கூழ்மக் கரைசல்களைத் தயாரித்தல்

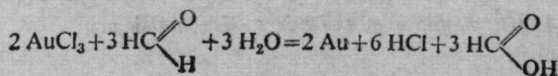
கூழ்மக்கரைசல்களைப் பல்வேறு முறைகளில் தயாரிக்கலாம்.

புரோட்டீன்கள், ஜெலாட்டின், கருவேலன் பிசின் போன்ற சிக்கலான இயைபையும் பெரிய மூலக்கூறுகளையும் கொண்ட சில பொருள்களைப் போதுமான அளவிற்கு நீண்ட நேரம் நீருடன் சேர்த்து வைத்திருந்தாலே கூழ்மக் கரைசல்கள் உண்டாகி விடு கின்றன. பிறவற்றைக் கூழ்மநிலைக்கு மாற்றுவதற்கு அவற்றை நீர்மத்துடன் சேர்த்து அரைக்க வேண்டும். கரடுமுரடான துகள் களையும் **கூழ்ம இயந்திரங்களில்** (colloid mills) அரைத்து

அவற்றைக் கூழ்ம நிலைக்குக் கொண்டு வரலாம். இது போன்ற இயந்திரங்கள், பல்வேறு வண்ணப்பூச்சுகள், காகிதம் மற்றும் ரப்பர் நிரப்பிகள் ஆகியவற்றைத் தயாரிப்பதற்கும் மருத்துவத் துறையிலும் மற்றும் உணவுத் துறையிலும் பரவலாகப் பயன்படுகின்றன. கூழ்ம இயந்திரங்களைக் கொண்டு 0.01μ விட்டம் அளவிற்குச் சிறிய துகள்களாக பொருள்களை அரைக்க முடிகிறது.

மேற்கண்ட முறைகள், பெரிய துகள்களைச் சிறியவைகளாக மாற்றும் அடிப்படையில் அமைந்தவைகளாகும்; இதன் காரணமாக இம்முறைகளைப் **பிரிகை முறைகள்** (dispersion methods) என்கிறோம். ஆனல் இதற்கு எதிர்மாறான முறையிலும், அதாவது எளிய மூலக்கூறுகள் இணைந்து பெரிய தொகுப்புகளாவதற்குச் சாதகமான சூழ்நிலைகளை உருவாக்கியும் கூழ்மக் கரைசல்களைப் பெற முடியும்; ஆனல் இங்குத் தொகுப்பாதல் ஒரு குறிப்பிட்ட எல்லையைக் கடக்காதவாறு இருக்க வேண்டும். இம்முறைகள் **திரட்டு முறைகள்** (condensation methods) எனப்படும்; இவை நீர்க்கரைசலில் நிகழும் வேதியிய வினைகளின் அடிப்படையில் அமைந்து காணப்படுகின்றன. சூழ்நிலைகளை ஏற்புடையதாகச் சரி செய்து வினையின் போது உண்டாக்கும் கரையாத பொருளை, கூழ்மத் துகள்களின் ஏதாவது ஒன்றின் பருமனைப் பெறுமாறு செய்தால் கூழ்மக் கரைசல் கிடைக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஆரிக் குளோரைடை ஃபார்மலினுடன் சேர்த்து ஒடுக்கி, மேலே விவரிக்கப்பட்ட கூழ்ம கோல்டு கரைசலை எளிதில் பெறலாம்.

காய்ச்சி வடித்த நீரைக் கொண்ட ஒரு சோதனைக் குழாயில் 1% $AuCl_3$ கரைசலின் பல துளிகளைச் சேர்க்க கரைசலைக் கொதிக்கும் அளவிற்குச் சூடு செய்து பிறகு 2 அல்லது 3 மி.லி. அளவு மிகவும் வீரியம் குறைவான ஃபார்லின் கரைசலைச் சேர்க்க கூழ்ம கோல்டு துகள்கள் உண்டாவதன் காரணமாக நீர்மம் ஒரு அழகான ஊதா நிறத்தைப் பெறுகிறது.



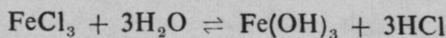
$$2\,AuCl_3 + 3\,HCHO + 3\,H_2O = 2\,Au + 6\,HCl + 3\,HCOOH$$

இங்கு, முதலில் கோல்டு தனிப்பட்ட அணுக்களாக உண்டாகிப் பின் உடனடியாக பெரிய துகள்களாகத் திரண்டுவிடுகின்றது.

வேதி வினைகளின்போது கூழ்மக் கரைசல்கள் உண்டாகும். பல எடுத்துக்காட்டுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

1. ஒரு முகவையில் சிறிது காய்ச்சி வடித்த நீரைக் கொதிக்கும் அளவிற்குச் சூடு செய்து பின் ஃபெரிக் குளோரைடு கரைசலைச் சொட்டுச் சொட்டாகச் சேர்.

நீராற்பகுப்பு காரணமாக ஃபெரிக்குளோரைடின் பெரும் பகுதி ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது.

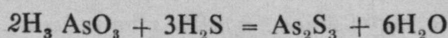


$$FeCl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + 3HCl$$

அதே சமயத்தில் சிறிது அளவு காரஉப்பும் $Fe(OH)_2Cl$ உண்டாகும்.

ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு நீரில் கரையாதிருப்பினும் மேற்கண்ட சூழ்நிலைகளில் இது வீழ்படிவு அடையாமல் கரைசலில் சிறு துகள்களாகத் தங்குகிறது. இதனுல், நல்ல டீயின் நிறத்தில் தெளிவான $Fe(OH)_3$ சால் கிடைக்கிறது.

2. ஆர்சினியஸ் அமிலக் கரைசலின் ஊடே சிறிது நேரம் H_2S வாயுவைச் செலுத்துக.



$$2H_3AsO_3 + 3H_2S = As_2S_3 + 6H_2O$$

தெளிவான பொன்னிறத்தில் ஆர்சினிக் டிரைசல்ஃபைடு சால் கிடைக்கிறது.

3. கூழ்மக் கரைசலை உண்டாக்குவதற்கு வேறு ஒரு முறை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை டார்டார் எமட்டிக் கரைசலின் (பொட்டாசியம் ஆன்டிமொனைல் டார்டரேட் $KSbC_4H_4O_6$) ஊடே செலுத்துவதாகும். கிடைப்பது சிவப்பு கலந்த மஞ்சள் நிற ஆன்டிமொனி சல்ஃபைடாகும் Sb_2S_3.

வேருெரு திரட்டு முறை, மின் வில்லைப் பயன்படுத்தி உலோக சால்களை உண்டாக்குவதாகும். இவ் இயற்பாட்டை நன்கு ஆய்ந்தறிந்தால், மின்வில் உண்டாகும்போது உலோகம் நேரடியாக, தனித்தனி அணுக்களைக் கொண்ட ஆவியாக மாறி விடுகிறது எனத் தெரிகிறது; இந்த ஆவி சுருங்கும் போது தான் உலோகத்தின் கூழ்மத் துகள்கள் உண்டாகின்றன.

183. கூழ்மக் கரைசல்களின் நிலைப்புத் தன்மை

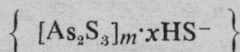
உண்மைக் கரைசல்களின் மூலக்கூறுகளைப் போலவே, சால்களின் கூழ்மத் துகள்களும் ஒழுங்கற்ற முறையில் எல்லாத் திசைகளிலும் இயங்கிக் கொண்டே உள்ளன (பிரௌனின் இயக்கம்). இவ்வியக்கத்தின் செறிவு துகளின் பருமன் அதிகரிக்கும்போது வெகுவாகக் குறைந்தாலும், கூழ்மக் கரைசல்களில், கரடுமுரடான

தொங்கல்களில் இருப்பது போல, இயக்கம், ஈர்ப்பு விசையை எதிர்த்து கூழ்மத் துகள்கள் அடியில் தங்குவதைத் தடுக்கும் அளவிற்கு அதிகமாக உள்ளது. பிரௌனின் இயக்கம் கூழ்மத் துகள்களுக்கு இடையே இடைவிடாத மோதல்களை உண்டாக்கு வதால், துகள்கள் ஒன்று திரண்டு வீழ்படிவு அடைந்து சாலை முறிக்கக் கூடும்; ஆனால் இது நிகழ்வதில்லை. கூழ்ம அமைப்புகள் மிகவும் நிலையாய் உள்ளன. பல எடுத்துக்காட்டுகளில், கூழ்ம அமைப்புகள் எவ்வித புலனாகும் மாற்றத்தையும் பெற்றில்லாமல் ஆண்டுக் கணக்காக நிலைத்து இருக்கின்றன. எனவே, இவை துகள்கள் வளர்ந்து சால்கள் அழிவதைத் தடுக்கக்கூடிய சில வகை விசைகளுக்கு உட்பட்டு இருக்க வேண்டும் என்பது தெளிவு. இவ்விசைகள் கூழ்மத் துகள்கள் மீதுள்ள மின் சுமை களாகும்.

போதுமான அளவு உயர் மின் அழுத்தத்தைத் தரும் ஒரு மின் கலத்தின் முனைகளுடன் இரண்டு மின்முனைகளை இணைத்து, அவற்றை ஒரு கூழ்மக் கரைசலில் இறக்கினால், கூழ்மத்துகள்கள் நேர்மின் முனை அல்லது எதிர்மின் முனையை நோக்கி மெதுவாக நகரத்தொடங்குகின்றன. இந்த இயற்பாட்டை மாஸ்கோ பல்கலைக் கழகத்தைச் சேர்ந்த பேராசிரியர் F. ரெய்ஸ் என்பவர் *1809* ஆம் ஆண்டிலேயே கண்டுபிடித்தார். இதனை **மின் முனைக் கவர்ச்சி** (electrophoresis) என்கிறோம். மின் சூழ்நிலையில் கூழ்மத் துகள்கள் இயங்குவது, அவை ஒரு குறிப்பிட்ட மின் சுமையைப் பெற்றிருக்கின்றன என்பதைக் காட்டுகிறது. உலோக ஹைட்ராக் ஸைடுகள், பல கரிம வண்ணப் பூச்சுகள், ஹீமோகுளோபின் போன்றவற்றின் துகள்கள் நேர்மின் சுமை கொண்டவை; உலோகங்கள், சல்ஃபர், சல்ஃபைடுகள் மற்றும் கருவேலன் பிசின் ஆகியவற்றின் துகள்கள் எதிர்மின் சுமையைப் பெற்றுள்ளன.

கூழ்மத் துகள்கள் கரைசலிலிருந்து அயனிகளை ஊன்றிக் கொள்வதே இந்த மின் சுமைகளுக்குக் காரணமாகும். பல எடுத்துக்காட்டுகளில், சிலவகை மின்பகு பொருள்களைக் கொண்ட ஊடகத்தில் கூழ்மத் துகள்கள் உண்டாகின்றன; மேலும் துகள்கள் நேர்மின் அல்லது எதிர்மின் அயனிகளில் எதையேனும் ஒன்றை ஓங்கிய அளவில் அல்லது முழுமையாக ஊன்றிக்கொள் ளும் திறனுடையவைகளாக இருப்பின் அவை ஊன்றிக்கொண்ட அயனிகள் மின்சுமையைப் பெறுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு H_3AsO_3 கரைசலுடன் வினைபுரியும்போது உண்டாகும் ஆர்சினிக் டிரைசல்ஃபைடு கூழ்மத் துகள்கள் கரைசலிலிருந்து HS^- அயனிகளை ஊன்றிக் கொண்டு பெரிய எதிர்

மின் அயனிகளாக மாறுகின்றன. இதன் இயைபைக் கீழ்க்கண்ட வாறு வழக்க வாய்பாடு மூலம் தெரிவிக்கலாம்.

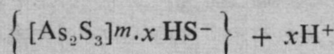


$$\left\{ [As_2S_3]_m \cdot xHS^- \right\}$$

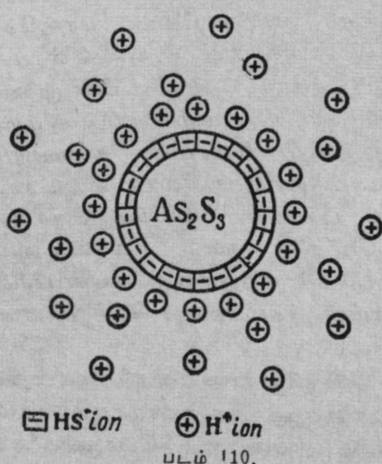
கரைசலில், கூழ்மத்துகள்கள் நிலவ வேண்டுமானல், துகள் களில் உள்ள மின்னேற்றத்திற்கு எதிரான மின்சுமைகளைக் கொண்ட அயனிகள் கரைசலில் இருக்கவேண்டும். இந்த அயனிகளை **ஜீஜன்-அயனிகள்** என்கிறோம். இங்கு இவ்வயனி களாக இருப்பவை ஹைட்ரஜன் அயனிகளாகும்.

மின்னேற்றமுடைய கூழ்மத்துகள் மற்றும் இவற்றை நடுநிலை யாக்கும் அயனிகளைக் கொண்ட அமைப்பை **மைசெல்லி (micelle)** என்கிறோம். இதன் அமைப்பு படம் 110-ல் காட்டப்படுள்ளது.

ஆர்சினிக் டிரைசல்ஃபைடின் மைசெல்லியைக் கீழ்க்கண்ட வாறு குறித்துக் காட்டலாம்.



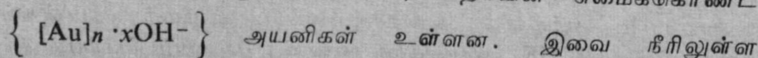
$$\left\{ [As_2S_3]m.x\,HS^- \right\} + xH^+$$



படம் 110.
As_2S_3 மைசெல்லினுடைய அமைப்பு

கரைசலின் ஊடே மின் சாரத்தைச் செலுத்திஞல் எதிர்மின் சுமை கொண்ட மைசெல்லி அயனிகள் நேர்மின் முனையை நோக்கி இழுக்கப் படுகின்றன. இங்கு இவை படிப்படியாக மஞ்சள் நிற ஆர்சினிக் டிரைசல்ஃபைடா கப் படிகின்றன. மிகவும் கவன மாக பகுத்தாய்ந்தால் As_2S_3 வாய்பாட்டிற்குரியதை விட சிறிது அதிகமான சல்ஃபர் இப்படிவில் இருப்பதைக் கண் டறியலாம். அதே சமயத்தில் ஹைட்ரஜன் எதிர்மின் முனை யில் வெளிப்படுகிறது.

ஆர்சினிக் டிரைசல்ஃபைடுக்கு விவரிக்கப்பட்டதுபோலவே பிற கூழ்மத் துகள்களும் மின்னேற்றத்தைப் பெறுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக,' உலோக கோல்டை நீரில் விரவச் செய்து பெறப்பட்ட கோல்டு கரைசலில், எதிர்மின் சுமைக்கொண்ட



$\left\{ [Au]n \cdot xOH^- \right\}$ அயனிகள் உள்ளன. இவை நீரிலுள்ள

ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளை ஊன்றிக் கொள்வதால் உண்டாகின்றன. ஃபெரிக் குளோரைடை நீராற் பகுத்து பெறப்பட்ட ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடின் கூழ்மக் கரைசல் $\left\{[Fe(OH)_3]m\cdot xFeO^+\right\}$ அல்லது $\left\{[Fe(OH)_3]m\cdot xFe^{3+}\right\}$ போன்ற கூழ்ம நேர்மின் அயனிகளைப் பெற்றுள்ளது.

கூழ்மத் துகள்கள் அயனிகளை ஊன்றிக்கொள்ளும் திறன் கூழ்மக் கரைசல்களின் நிலைப்புத் தன்மைக்குக் காரணமாக உள்ளது. ஊன்றப்பட்ட அயனிகள் துகள்களுக்கு ஒரே வகை மின் சுமைகளைத் தந்து, அவை ஒன்றின் அருகில் ஒன்று நெருங்குவதைத் தடுத்து, பெரிய தொகுப்புகள் உண்டாவதை முறியடிக்கின்றன. மேலும், மின்சுமை கூழ்மத் துகள்களும் அவற்றின் ஜீஜன் அயனிகளும் கரைசலில் பெருமளவு கரைப்பானல் சூழப்படலாம்; இதுவும் துகள்களின் இடையே நெருக்கத்தைத் தவிர்த்து அவை ஒன்றுதலை தடுக்கிறது.

வேதியிய வினைகளின்போது கூழ்மக் கரைசல்கள் உண்டாகும் வினைவழி முறையைப் பின்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம். ஒரு வினையின் காரணமாக உண்டான கரையாத பொருளின், எடுத்துக் காட்டாக $Fe(OH)_3$-ன் மூலக்கூறுகள் உடனடியாகதிரண்டு பெரிய பெரிய துகள்களாக மாறுகின்றன. பொதுவாக இத்துகள்கள் பெரிதாவது மிகவும் விரைவாக (உடனடியாக) நிகழ்ந்து வீழ்படிவு உண்டாகிறது. ஆனல் தகுந்த சூழ்நிலையில், துகள்கள் பெரிதாகும் போது ஒரு குறிப்பிட்ட நிலை வந்ததும் துகள்கள் கரைசலில் உள்ள அயனிகளை ஊன்றிக்கொள்ளத் துவங்குகின்றன. இதன் விளைவாகத் துகள்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட மின் சுமையைப் பெறுகின்றன. துகள்களின் மீது மின் சுமைகள் உண்டாதல், துகள்களின் வளர்ச்சியைப் பெரிதும் தடுத்துவிடுகின்றது. இதனல் துகள்கள் நீர்மத்திலேயே நின்று கூழ்மக் கரைசலை உண்டாக்கிறது.

184. திரிதல் (Coagulation)

கூழ்மக் கரைசலில் நிலைப்புத் தன்மைக்கு, கூழ் துகள்களின் மீது உள்ள மின்சுமைகளும் கரைப்பான் உறைகளும் காரணமாக இருப்பதால், இம்மின்சுமைகளைக் குறையச் செய்யும் அல்லது நடுநிலையாக்கும் எந்தக் காரணியும், கூழ்மக் கரைசல்களின் நிலைப்புத் தன்மையை குறையச் செய்யும் என்பது தெளிவு; துகள்கள் ஒன்றுதலை அதிகரிக்கச் செய்து பெரிய தொகுப்புகளை உண்டாக்கும். கூழ்மத்துகள்கள் பெரிதாக வளரும் முறைக்கு **திரிதல்** என்று பெயர். எந்த கூழ்மக் கரைசலிலும் இது மிகவும் மெதுவாக நிகழ்கிறது. துகள்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனை எட்டியதும், விரைவான **வீழ்படிவாதல்** நிகழ்கிறது.

கூழ்மக் கரைசலுடன் பல்வேறு மின்பகு பொருள்களைச் சிறிய அளவுகளில் சேர்ப்பதன் மூலம் திரிதலை விரைவுபடுத்தலாம். ஒரு மின்பகு பொருளைக் கரைசலுடன் சேர்ப்பது, கரைசலில் உள்ள அயனிகளின் மொத்த அடர்வைப் பெரிதும் உயரச் செய்து மின் சுமைகளைக் கொண்ட கூழ்மத்துகள்கள் எதிரான மின் சுமைகளையுடைய அயனிகளை ஊன்றிக்கொள்வதற்குச் சாதகமான சூழ்நிலையை உருவாக்குகிறது; இவ்வாறு கூழ்மத்துகள்களில் இருந்த தொடக்க மின் சுமைகள் குறைக்கப்படுவதால் அல்லது முழுவதுமாக நடுநிலையாக்கப்படுவதால், சால் வெகு விரைவில் திரிந்து விடுகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, தெளிவான மஞ்சள்நிற நீர்மமாக உள்ள As_2S_3 கூழ் கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு அத்துடன் சிறிது HCl அல்லது உப்புக் கரைசலைச் சேர்; உடனடியாகத் திரிதல் நிகழத் தொடங்கி As_2S_3 திரவத்தினின்று வெளிப்பட்டு மஞ்சள்நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. பிற கூழ்மக் கரைசல்களிலும் இது போலவே திரிதலை உண்டாக்கலாம்.

கூழ்மக் கரைசல்களில் உள்ள துகள்கள் மட்டும் அல்லது தொங்கல்களில் காணப்படும் கரடுமுரடான துகள்களும் எப்போதும் மின் சுமைகளுடன் காணப்படுகின்றன. எனவே, தொங்கல்களில் மின்பகு பொருள்களைச் சேர்ப்பது விழ்படிவாதலை விரைவுபடுத்துகிறது. ஆற்று நீரும் உப்புடைய கடல் நீரும் கலக்கும் இடத்தில் ஆற்று நீரிலுள்ள தொங்கும் களிமண் மற்றும் மணல் துகள்கள் வீழ்படிவு அடைவதால் உண்டானவைதான் கழிமுகங்கள் (deltas).

திரிதலை உண்டாக்க துகள்களின்மீது எதிரான மின் சுமைகளைக்கொண்ட பிற கூழ்மங்களையும் பயன்படுத்தலாம். எடுத்துக் காட்டாக, As_2S_3 கரைசலை $Fe(OH)_3$ கரைசலுடன் கலந்தால், இவ்விரண்டிற்கும் இடையே எந்தவித வேதியியல் வினையும் நடைபெறாமல் இருந்தும், உடனடியாக ஒரு வீழ்படிவு உண்டாகிறது. நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் சுமைகளைக் கொண்ட துகள்கள் ஒன்றின் சுமைகளை மற்றொன்றின் சுமைகள் நடுநிலையாக்குவதன் மூலம் கூழ்மங்களின் திரிதல் நிகழ்கிறது. பல்வேறு நிறங்களைக் கொண்ட மைகளைக் கலக்கும்போது இதுபோன்ற இயற்பாடே தோன்றுகிறது; இந்த மைகள் பொதுவாக கரிமச் சாயங்களின் கூழ்மக் கரைசல்களாக உள்ளன. சாயங்களில் ஒன்று நேர்மின் சுமை கொண்டும் மற்றொன்று எதிர்மின்சுமை கொண்டும் இருப்பின், இவற்றைக் கலப்பதால் படலம்போன்ற வீழ்படிவு உண்டாகி இதற்கு மேலுள்ள நீர்மம் நிறமற்றதாகிறது.

குடிநீரைத் தூய்மைப் படுத்துவதில், கூழ்மங்களில் ஒன்று மற்றொன்றை திரியச் செய்யும் பண்பு மிகவும் பயன்படுகிறது. இயற்கை நீர்களில் மிகையாகக் காணப்படும் நுண் தொங்கல்கள் மற்றும் கூழ்மத் துகள்களை, ஆற்று நீரை தூயதாக்குவதற்காகப் பயன்படுத்தப்படும் நீர்த் தொட்டிகள், மணல் மற்றும் சுட்டகரி வடிகட்டிகளால் தடுத்து நிறுத்த முடியாது. பெரும்பாலானவற்றில் இத்துகள்கள் எதிர்மின் சுமைகளுடன் காணப்படுகின்றன. இவற்றைத் திரியச் செய்வதற்கு நேர்மின் சுமைகொண்ட $Al(OH)_3$ சால் பயன்படுகிறது. நடைமுறையில் இது பின்வருமாறு நிகழ்த்தப்படுகிறது: முன்பே கணக்கிடப்பட்ட அளவு அலுமினியம் சல்ஃபேட் படியவைக்கும் தொட்டியிலுள்ள நீருடன் சேர்க்கப்படுகிறது. இதன் ஒரு பகுதி நீரிலுள்ள கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியம் கார்பனேட்டுகளுடன் வினைபுரிந்து அலுமினியம் கார்பனேட்டை உண்டாக்குகிறது; இது உடனடியாக முழுவதுமாக நீராற் பகுப்படைகிறது. மற்றொரு பகுதி நேரடியாக நீராற் பகுப்படைகிறது. இதனால் கிடைக்கும் $Al(OH)_3$ சால் நீரிலுள்ள கூழ்களைத் திரியச் செய்து வீழ்படிவை உண்டாக்குகிறது. இவ் வீழ்படிவு வடிகட்டியின் வழியே ஊடுருவிச் செல்வதில்லை.

மின்பகுப் பொருள்களைச் சேர்ப்பது சால்களைத் திரியச் செய்வதற்கு மிக முக்கியமான முறையாக இருந்தபோதிலும் வேறு வழிகளும் இல்லாமல் இல்லை. சூடு செய்யும்போதும் பல சால்கள் திரிகின்றன. சூடு செய்வதால், கூழ்மத் துகள்களின் திசை வேகம் அதிகரிக்கிறது; அதே சமயத்தில் அயனிகளை ஊன்றிக்கொள்வது குறைந்து, அதாவது கூழ்மத்துகள்களின்மீது உள்ளமின் சுமைகள் குறைந்து துகள்கள் மோதும்போது திரள்வது அதிகமாகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, As_2S_3 சாலை கொதிக்கும் அளவிற்குச் சூடு செய்தால், உடனடியாக மஞ்சள்நிற As_2S_3 வீழ்படிவு வெளிப்படுகிறது. சூடு செய்யும்போது முட்டையின் வெண்கரு படிதல், பால் திரிதல் போன்றவை பொதுவாக எல்லோராலும் அறியப்பட்ட எடுத்துக்காட்டுகளாகும். முடிவாக, சால்களை அடர்வாக்க எடுத்துக்கொள்ளும் எல்லா முறைகளிலும் (ஆவியாக்குதல், கரைப்பானை உறையச் செய்து நீக்குதல்) திரிதல் நடைபெறுகிறது.

185. கரைப்பான் விரும்பும் மற்றும் வெறுக்கும் கூழ்கள் (Lyophilic and Lyophobic Colloids)

கூழ்கள் திரிதலின் மூலம்உண்டாகும் வீழ்படிவுகள் பல்வேறு அமைப்புகளுடன் காணப்படலாம். சில கூழ்கள், மிகை அளவு கரைப்பானை தக்க வைத்துக்கொண்டு பாகு போன்ற வீழ்படிவு

களையும், மற்றும் சில, கரைப்பானைச் சிறிதும் கொண்டிராத தூள் அல்லது எடு போன்ற வீழ்படிவுகளையும் உண்டாக்குகின்றன. இதன் அடிப்படையில், முன்னவை **கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்கள்** என்றும் பின்னவை **கரைப்பான் வெறுக்கும் கூழ்கள்** என்றும் வகைப்படுத்தப்படுகின்றன (கிரேக்க மொழியில் lyo—என்றால் நான் கரைக்கிறேன் என்றும் phileo—என்றால் நான் விரும்புகிறேன் என்றும் phobos—என்றால் அச்சம் என்றும் பொருள்படும்). குறிப்பாக, கரைப்பான் நீராக இருக்கும்போது, கூழ்கள் நீர் விரும்புபவைகளாகவோ (hydrophilic) அல்லது நீர் வெறுப்பவைகளாகவோ இருக்கலாம். புரோட்டீன்கள், பிசின், ஸ்டார்ச், சிலிசிக் அமிலம் மற்றும் பொதுவாக உயர் மூலக்கூறு எடைகளைக் கொண்டச் சேர்மங்கள் நீர் விரும்பும் கூழ்களில் அடங்கும்; நீர் வெறுக்கும் கூழ்களில், உலோகக் கூழ்கள், உலோக சல்ஃபைடுகள் ஆகியவைகள் அடங்கும். உலோகங்களின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் இவ்விரண்டு வகைகளுக்கும் பொதுவான இடைநிலையைப் பெற்றுள்ளன.

கரைப்பான் விரும்பும் மற்றும் வெறுக்கும் கூழ்களுக்கு இடையே காணப்படும் வேற்றுமை பல வழிகளில் வெளிக்காட்டப் படுகிறது.

(1) கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்களின் சால்கள் தூய கரைப்பானைவிட அதிக பாகுத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன; ஆனால் கரைப்பான் வெறுக்கும் கூழ்களின் சால்களினுடைய பாகுத் தன்மைக்கும் தூய கரைப்பானின் பாகுத் தன்மைக்கும் அதிக வேறுபாடில்லை.

(2) கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்கள் திரிதல், ஒரு விதியாக (ஆனால் எப்போதும் கிடையாது) மீளும் வினையாக உள்ளது. திரிதலுக்கான காரணத்தை நீக்கிவிட்டால், கரைப்பான் விரும்பும் கூழினுடைய வீழ்படிவு மீண்டும் சாலாக மாறிவிடுகிறது. மாறாக கரைப்பான் வெறுக்கும் கூழினால் உண்டான வீழ்படிவு, ஒரு புதிய பகுதி கரைப்பானுடன் சேர்த்து வினைபடுத்தும்போது பொதுவாக மீண்டும் கரைவதில்லை.

(3) கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்களின் சால்கள் கரைப்பான் வெறுக்கும் கூழ்களின் சால்களைவிட மிகவும் நிலையானவைகளாக உள்ளன. பின்னவை திரிதலுக்கு மிகச் சிறிதளவு மின்பகு பொருள்களே போதுமானதாக உள்ளபோது, கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்கள் திரிதலுக்கு குறிப்பிடத் தகுந்த அளவிற்கு அதிகமான மின்பகு பொருள்கள் தேவைப்படுகின்றன. இதில் நிகழும்

வினையைப் பொதுவாக உப்பிட்டு வெளிபடுத்துதல் (salting out) என்கிறோம். பின்னதிற்கான ஒரு எடுத்துக்காட்டு சோப்பினுடைய நீர் கூழ்மக் கரைசலிலிருந்து சோப்பை உப்பிட்டு வெளிப்படுத்துதலாகும்.

கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்களினுடைய சால்களின் உயர் நிலைப்புத் தன்மைக்குக் காரணம் இவை கரைப்பான் உறைக்கு உட்படும் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதேயாகும். கரைப்பான் வெறுக்கும் கூழ்களின் நிலைப்புத் தன்மை மீதான கரைப்பான் சூழும் செயல் மிகவும் குறைவானதாகும்; இது முக்கியமாக இவற்றின் ஜிஜென் அயனிகள் கரைப்பான் உறைக்கு உட்படும் போது வெளிக்காட்டப்படுகிறது. மாறாக, கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்களில் துகள் முழுவதும் கரைப்பானால் சூழ்ந்துகொள்ளப் படுகிறது. இதற்குக் காரணம் பிரிகைநிலை ஊடகத்தின் மூலக் கூறுகளினுடைய நிலமின் விசைக் கவர்ச்சி அல்ல; பெரிதும் மூலக் கூறு கரைசலில் இருப்பது போன்ற, பிரிகைநிலை ஊடகத்தின் மூலக்கூறுகளும் பிரிகைநிலைப் பொருளும் மிகச் சிறந்த முறையில் இடையீடுகொள்வதால் ஆகும். இவ்வாறு, கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்களின் துகள்களைச் சூழ்ந்தவாறு ஒரு அடர்த்தியான கரைப்பான் உறை உண்டாகிறது. இது துகள்கள் திரள்வதை தடுத்து நிறுத்துகிறது. திரிதலை உண்டாக்க இந்தக் கரைப்பான் உறைகள் நீக்கப்படவேண்டும்; இதற்காக அதிக அளவில் மின்பகு பொருள்கள் சேர்க்கப்படுகின்றன. சேர்க்கப்பட்ட மின்பகு பொருள்களின் அயனிகள், கூழ்மத்துகள்களிலிருந்து கரைப்பான் மூலக்கூறுகளைப் பிரித்தெடுத்து தாங்களே கரைப்பான் உறைகளுக்குள் உட்படுவதன் மூலம் கூழைத் திரியச் செய்கின்றன. கரைப்பான் உறையை வேறு பல வழிகளிலும் அழிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு பிசின் சாலுடன் ஆல்கஹாலைச் சேர்த்து அதனை திரியும்படிச் செய்யலாம்; இங்கு ஆல்கஹால் நீர் மூலக் கூறுகளைப் பிரித்தெடுத்துக்கொள்கிறது. பொதுவாக, கரைப்பான் வெறுக்கும் கூழ்களின் நிலைப்புத் தன்மைக்கு அவற்றின் துகள்களின் மீதுள்ள மின் சுமை காரணம் என்பதையும், கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்களின் நிலைப்புத் தன்மைக்கு கரைப்பான் உறை காரணம் என்பதையும் மனதில் பதிய வைத்துக்கொள்ள வேண்டும்.

எளிதின் திரியும் தன்மை கொண்ட கரைப்பான் வெறுக்கும் கூழ்களின் சால்களுடன், ஜெலாட்டின், கருவேலன் பிசின் போன்ற கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்களைச் சிறிதளவு சேர்த்து அவற்றை மிகவும் நிலைப்புத் தன்மையுடையவைகளாகச் செய்யலாம். இது

போன்ற 'பாதுகாப்புச் செயலை' தொங்கல்களின் மீது கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்கள் காட்டுகின்றன; இக்கூழ்கள் இருப்பது, தொங்கும் துகள்கள் படிதலை பெரிதும் எதிர்க்கச் செய்கிறது.

'கூழ்மப் பாதுகாப்பு' பற்றிய முக்கிய இயற்பாட்டை பின் வரும் சோதனை மூலம் விளக்கலாம்.

சிறிது நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை இரண்டு சோதனைக் குழாய்களில் ஊற்றி, பின் ஏதேனும் ஒன்றில் சிறிது ஜெலாட்டினைச் சேர். பிறகு இரண்டு சோதனைக் குழாய்களிலும் $AgNO_3$ கரைசலைச் சேர்த்து நன்ருகக் குலுக்கு ஜெலாட்டினைப் பெற்றில்லாத சோதனைக் குழாயில், குலுக்கியபின்பு தயிர் போன்ற சில்வர் குளோரைடின் ஏடுகள் உண்டாகின்றன; மற்றொரு சோதனைக் குழாயில் நீர்மம் முழுவதும் கலங்கலாக மாறு கிறது; ஆனல் விழ்படிவு உண்டாவதில்லை. இதில் ஜெலாட்டின் இருப்பதனல், சில்வர் குளோரைடின் சிறு துகள்கள் ஒன்ருகி ஏடுகளாக மாறுவதில்லை; ஆனல் கரைசலிலேயே மிக நுண்ணிய தொங்கல்களாகத் தங்கி விடுகின்றன.

ஒளிப்பட புரோமோ ஜெலாட்டின் தகடுகள் தயாரிப்பதற்கு இத்தத்துவம் பயன்படுத்தப்படுகிறது; இதன் ஜெலாட்டின் ஏட்டில் மிக நுண்ணிய சில்வர் புரோமைடு தொங்கல் உள்ளது.

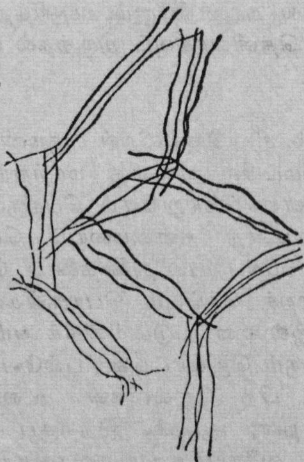
கரைப்பான் விரும்பும் கூழ் கரைப்பான் வெறுக்கும் கூழினுடைய துகள்களைச் சூழ்ந்து, அவற்றை அயனிகள் வந்து அணுகுவதிலிருந்து பாதுகாத்து திரளாமல் இருக்கச் செய்கிறது. இதுவே கூழ்பாதுகாப்பு வினை வழி முறையாகும்.

186. திண்மக் கூழ்கள் உண்டாதல் (Formation of Jellies)

சில குறிப்பிட்ட சூழ்நிலைகளில், பல கரைப்பான் விரும்பும் கூழ்களின் சால்கள், சால் முழுவதும் **ஜெல்லி** அல்லது **ஜெல்** என்றழைக்கப்படும் ஒரு செறிவான பொருளாக மாறும்அளவிற்கு திரியக் கூடியவைகளாக உள்ளன. இம்முறை **ஜெல்லியாதல்** (Jellification அல்லது gelatination) எனப்படும். பொதுவாக அறியப்பட்ட எடுத்துக்காட்டு ஜெலாட்டினுகும். இதன் இரண்டு அல்லது மூன்று சத வெதுவெதுப்பான நீர்க்கரைசல் சில மணி நேரங்களுக்குப் பிறகு கட்டியான பாகுபோல மாறுகிறது. சூடு செய்யும்போது பாகு மீண்டும் சாலாக மாறிவிடுகிறது.

சிலிசிக் அமிலத்தின் கூழ்மக் கரைசல்களும் இதுபோன்ற ஜெல்லிகளை உண்டாக்குகின்றன; ஆனல் இங்கு திரிதல் மீளாத் தன்மையுடையது.

தற்காலக் கருத்துக்களின்படி, நீண்ட சங்கிலிகளாக அல்லது நூல்களாக இணையும் தன்மைகொண்ட மூலக்கூறுகளையுடைய உயர் மூலக்கூறு எடைச் சேர்மங்கள் ஜெல்லிகளைத் தருகின்றன என அறியப்படுகிறது. இந்நூலிழைகள் ஒன்றோடு ஒன்று பிணைந்து சிக்கலான கூடு அமைப்பை (ஜெல்லிக்கூட்டை) உண்டாக்குகின்றன; இவற்றின் செல்கள் நீர்மத்திஞல் நிரப்பப்பட்டிருக்கும் (படம் **111**) ஜெல்லி ஒரு திண்மத்தின் பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதற்கான காரணத்தை இவ்வமைப்பு விளக்குகிறது. கூடு அமைப்பிலுள்ள துகள்களின் பிணைவு, கூடு அமைப்பு முறிந்து சால் உண்டாவதற்கு ஜெல்லியை குலுக்கினலே போதும் என்ற அளவிற்கு சிலசமயங்களில் வலுக்குறைவானதாக இருக்கக்கூடும்.



படம் 111.

ஜெல்லியின் அமைப்பு விளக்கப் படம்.

சால் முழுவதும் ஜெல்லியாதலுக்குப் போதுமான அளவு கூழ் அடர்வுடையதாக இருக்க வேண்டும் என்பது தெளிவு. ஏனெனில், இது உடனிருக்கும் கரைப்பான் முழுவதையும் உட்கொண்டாக வேண்டும். இப்பண்பில் ஜெல்லியை உண்டாக்கும் கூழ்கள் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்று பெரிதும் வேறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன. சான்ருக, ஜெலாட்டின் 1—1·5 விழுக்காடு அடர்வில் ஜெல்லியை உண்டாக்குகிறது. அகர் 0·25 விழுக்காடு அடர்வில்

10% ஜெலாட்டின் ஜெல்லியை 40° அல்லது 50°C-க்குச் சூடு செய்தால் விரைவாக, நீர்மமாகிப் பின் சாலாக மாறிவிடு கிறது.

ஜெல்லியின் பருமன் பெரிதும் அதில் அடங்கியுள்ள நீரின் அளவைப் பொருத்துள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, 94-97% நீரைக் கொண்ட சிலிசிக் அமில ஜெல்லி ஒரு ஜெல்லியைப் போன்ற தோற்றத்தைப் பெற்றுள்ளது; மேலும் குலுக்கினுல் துடிக்கும்; இதுவே 90–92% நீரைப் பெற்றிருப்பின் இதனை ஒரு கத்தியால் வெட்ட முடியும். 75% நீரைக் கொண்டுள்ள ஜெல்லி உடையக் கூடியதாக இருக்கும்.

ஜெல்லிகள் குறிப்பிட்ட நேரத்தில் பருமனில் குறைந்து நீர்மத்தை வெளிப்படுத்துகின்றன. இந்த இயற்பாட்டை **சினரெஸிஸ்** (syneresis) என்கிருேம். இதனை தினசரி வாழ்க்கையின் பல்வேறு செயல்களில் காண்கிருேம். புளித்த பால் உறைந்து தயிராகவும், மோர்த் தெளிவாகவும் இருத்தல் இதற்கு ஒரு சிறந்த எடுத்துக்காட்டாகும்.

உலர வைத்தால், சில ஜெல்லிகள் பருமனில் சிறிதே மாற்றம் கொண்டு கூடு அமைப்பில் எவ்வித மாற்றத்தையும் பெருமல் இருக்கும்; ஆனுல் தூளாக நொறுங்கும் பொருளாக மாறும் வரை சிறிதுச் சிறிதாக கடினத் தன்மையைப் பெற்றுவரும். இது போன்ற ஜெல்லிகள் மிகப் பல துளைகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. இவை சிறந்த ஊன்றச் செய்யும் பொருள்களாகச் செயல்படு கின்றன. சிலிக்கா ஜெல் எனப்படும் சிலிசிக் அமிலத்தின் உலர்ந்த ஜெல்லி இதில் அடங்கும். ஜெலாட்டின், பல்வேறு புரோட்டீன்கள் ரப்பர்கள் போன்ற பிற ஜெல்லிகள் உலர்த்தப்படும்போது பெரிதும் சுருங்குகின்றன; ஆனுல், இதற்குப் பின்பு இவைகள் மேலும் உடையாமல் வளையக்கூடியவைகளாக உள்ளன. இது போன்ற ஜெல்லிகளை **எலாஸ்டிக்** ஜெல்லிகள் என்கிருேம்.

எலாஸ்டிக் ஜெல்லிகளின் **வீங்கும்** தன்மை (swell) அதாவது நீர்மத்தை உறிஞ்சிக்கொள்ளும தன்மை இவற்றின் குறிப்பிடத் தகுந்தப் பண்பாகும்; இத்தன்மையால் பருமன் அதிகரித்து உயர் மட்டும்தான் ஜெல்லியைத் தருகிறது; மற்ற கூழ்களுக்கு அதிக அடர்வுகள் தேவைப்படுகிறது.

ஜெல்லியாதல் பெரிதும் வெப்பநிலையைச் சார்ந்துள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, அறையின் வெப்பநிலையில் திண்மமாக உள்ள

அழுத்தங்களை உண்டாக்குகிறது. சில சமயங்களில் ஜெல்லி யானது நீர்மத்தைப் பருகுதல் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு நிகழ்ந்த பின் வீங்குதல் நின்றுவிடுகிறது (எடுத்துக்காட்டாக மரம்). வேறு சிலவற்றில் (பிசின் அல்லது சூடான நீரிலுள்ள ஜெலாட்டின் போன்றவை) ஜெல்லியானது பெரிதாக வீங்கிக்கொண்டே சென்று முடிவில் ஒரு சாலாக மாறிவிடுகிறது.

கூழ்ம நிலையிலுள்ள பொருளின் பண்புகளை ஆய்ந்தறிவது நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியத்துவம் உடையதாக உள்ளது; கூழ்கள் பல்வேறு தொழில் நுணுக்கத் துறைகளில் பங்கு பெற்றுள்ளன. அவை, தோல், ரப்பர், நெசவு, சோப்பு, கண்ணடி, ஒளிப்படம் மற்றும் மட்பாண்டத் தொழில்துறைகள் செயற்கை நூலிழைகளை உற்பத்தி செய்தல், பிளாஸ்டிக் பொருள்களைத் தயாரித்தல் போன்ற பல தொழில்துறைகளாகும், இத்தொழில் துறைகளில் பலவற்றில் கூழ் வேதியியல் ஆய்வுகள் குறிப்பிடத் தகுந்த அளவிற்கு தொழில் நுணுக்க முறைகளைச் செம்மையாக்கி யுள்ளன.

18. உலோகங்களின் பொதுப் பண்புகள்

உலோகங்களின் பொதுப்பண்புகள், மற்றும் அவற்றை இயற்கையில் காணப்படும் சேர்மங்களிலிருந்து பிரித்து எடுக்கும் முறைகள் ஆகியவற்றைப் பற்றி விவரிக்கத் தொடங்கி பின் தனிம வரிசை அட்டவணையில் தொகுதிகள் அடிப்படையில் அவை அமைந்துள்ள வரிசையில் தனிப்பட்ட உலோகங்களைப் பற்றி அறிவோம்.

187. இயற்பியல் பண்புகள்

உலோகங்களின் மிக முக்கியச் சிறப்புப் பண்புகளில் ஒன்றாக இருப்பது 'உலோகப்' பொலிவாகும்; ஒளிக் கதிர்களை நன்கு பிரதிபலிக்கச் செய்யும் தன்மையை உலோகங்கள் பெற்றிருப்பதே இப் பொலிவிற்குக் காரணமாகும். இருப்பினும், ஒரு உலோகத்தின் பொலிவை அது மிகவும் இறுக்கமான நிறை வடிவில் இருக்கும்போதுதான் காணமுடியும். மக்னீசியம் மற்றும் அலுமினியம் பொடிகளாக இருக்கும் நிலையிலும் உலோகப் பொலிவைக் காட்டுகிறது என்பது உண்மையே! ஆனால் பெரும்பாலான உலோகங்களைப் பொடியாக்கும்போது அவை கருப்பு அல்லது ஆழ்ந்த சாம்பல் நிறத்தைப் பெறுகின்றன. மேலும் சிறந்த உலோகங்கள் சிறந்த வெப்ப மின் கடத்திகளாக உள்ளன; இவ்விரண்டு திறன்களிலும் உலோகங்களின் வரிசை ஒன்றாகவே உள்ளது; சிறந்த கடத்திகளாக இருப்பவை சில்வரும் காப்பரும் ஆகும்; மிகவும் மோசமானவைகளாக இருப்பவை லெட்டும் மெர்க்குரியும் ஆகும். வெப்பநிலை உயரும்போது உலோகங்களின் மின் கடத்தும் திறன் குறைகிறது; வெப்பநிலை குறையும்போது மின் கடத்தும் திறன் அதிகரிக்கிறது.

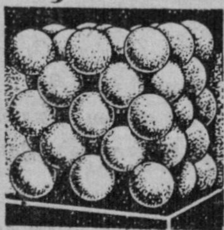
உலோகங்களின் மிகமுக்கியப் பண்பாக இருப்பது அவற்றின் எளிதில் உருமாறும் தன்மையாகும். உலோகங்கள் இளகும்

தன்மையன. இவற்றைக் காய்ச்சி அடித்து எளிதில் கம்பியாகவும் தகடாகவும் மாற்றலாம்.

இவற்றின் சிறப்பு இயற்பியல் பண்புகள் இவற்றினுடைய அக அமைப்பின் தனிப்பட்ட முறையுடன் தொடர்பு கொண்டுள்ளன. தற்கால கருத்துக்கள்படி, உலோகங்களின் படிகங்கள் நேர்மின் அயனிகளையும் அணுக்களிலிருந்து பிரிந்த இயக்க எலெக்ட்ரான்களையும் பெற்றுள்ளன. படிகத்தை அப்படியே முழுவதுமாக ஒரு புற வெளிக்கூடு அமைப்பாக (**Space lattice**) காட்டலாம்; இதன் முனைகளில் அயனிகளும் இவற்றிற்கு இடையே காணப்படும் சிறு இடைவெளிகளில் இயக்கமுறு எலெக்ட்ரான்களும் உள்ளன. இவ்வெலக்ட்ரான்கள் இடைவிடாமல் ஒரு அணுவிலிருந்து வேறொரு அணுவிற்குச் சென்று கொண்டே இருக்கின்றன; சிறிது நேரம் ஒரு அணுக் கருவைச் சுற்றிலும் அடுத்த சிறிது நேரத்தில் வேறொரு அணுக் கருவைச் சுற்றிலும் காணப்படுகின்றன. எலெக்ட்ரான்கள் எந்த ஒரு தனிப்பட்ட அயனிக்கும் உட்படாமல் இருப்பதால், மின்னழுத்தத்தில் மிகக் சிறிய வித்தியாசம் இருந்தாலே அவற்றை ஒரு குறிப்பிட்ட திசையில் நகரச் செய்து மின்சாரத்தை உண்டாக்குவதற்குப் போதுமானதாகும். எனவே, உலோகங்களின் உயர் மின்கடத்துத் திறனுக்கு அவற்றிலுள்ள இயக்கமுறு எலெக்ட்ரான்களே ('எலெக்ட்ரான் வாயு') காரணமாகும். கூடு அமைப்பின் முனைகளில் உள்ள அயனிகள் சிறிதும் இயக்க மில்லாதவை எனக் கொள்ளாமல் மிகச் சிறிய அளவில் அலைவுகள் உடையவை எனக் கொண்டால், சூடு செய்யும்போது மின் கடத்துத் திறன் குறைவதற்கான காரணம் எளிதின் விளங்கும். வெப்பநிலை உயரும்போது, அயனிகளின் அலைவு கொள் இயக்கம் அதிகரித்து அவற்றிற்கிடையே எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கத்தைக் குறையச் செய்கிறது.

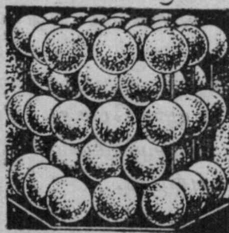
உலோகங்களில் உள்ள இயக்கமுறு எலெக்ட்ரான்கள் உலோகங்களின் உயர் வெப்பங் கடத்துத் திறனையும் விளக்குவனவைகளாக உள்ளன. இடைவிடாத இயக்கத்தின் போது எலெக்ட்ரான்கள் தொடர்ச்சியாக அயனிகளுடன் மோதி ஆற்றலைப் பரிமாற்றம் செய்து கொள்கின்றன. ஆகவே, உலோகத்தின் சூடு செய்யப்பட்ட எந்த ஒரு பகுதியிலும் உள்ள அயனிகளின் செறிவான அலைவுகள் உடனடியாக அருகிலுள்ள அணுக்களுக்குக் கடத்தப்பட்டு இச்செயல் அடுத்தடுத்து உள்ள அணுக்களுக்குத் தொடரப்பட்டு உலோகத்தின் வெப்பநிலை சமனக்கப்படுகிறது. சிறிது நேரம் கடந்த பிறகு உலோகத்தின் முழு அளவும் ஒரே வெப்பநிலையைப் பெறுகிறது.

நேர்மின் அயனிகளையும், இயக்கமுறு எலெக்ட்ரான்களையும் கொண்ட உலோகங்களைப் பற்றிய மேற்கண்ட கருத்து உலோகங்களில் காணப்படும் படிக கூடு அமைப்புகளின் வகைகளுடனும் ஒத்திருக்கிறது. உப்புகளில் கூடு அமைப்பின் முனைகளில் நேர்மின் அயனிகளும் எதிர்மின் அயனிகளும் ஒன்றுவிட்டு ஒன்றாக மாறிமாறி அமைந்து காணப்படுகின்றன; மாறாக, உலோகங்களின் கூடுகள் ஒத்தநேர்மின் அயனிகளால் ஆனவை. எலெக்ட்ரான்கள் மிகவும் சிறியவைகளாக இருப்பதால் அவற்றிற்குக் குறைந்த இடமே தேவைப்படுகிறது. இதன் காரணமாக, உலோக அயனிகள், சமவிட்டமுடைய கோளங்களின் மிக நெருக்கமான அமைப்பு முறைகளில் ஏதாவது ஒன்றின் அடிப்படையில் அமைந்து காணப்படுகின்றன. இது போன்ற வகைகள் இரண்டே உள. ஒன்றில், கோளங்கள் கனச் சதுரத்தின் மூலைகளிலும் மற்றும் அதன் முகப்பு மையங்களிலும் படம் 112-ல் காட்டியவாறு அமைக்கப்பட்டுள்ளன. சில்வர், கோல்டு, ரோடியம், பிளாட்டினம், நிக்கல், அலுமினியம், லெட் மற்றும் அயர்னின் படிகங்கள் இதுபோன்ற அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. வேறொரு வகை நெருக்கமான கோள அமைப்பு முறை (பட்டகம் வடிவில்) படம் 113-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. இது போன்ற அமைப்பை பெரிலியம், மக்னீசியம், சிங்க், காட்மியம், ஆஸ்மியம், டைட்டேனியம் மற்றும் பிற உலோகங்களின் படிகங்களிலுள்ள அயனிகள் பெற்றுள்ளன.



படம் 112.

நெருக்கமாக அமைக்கப்பட்ட கோளங்களின் கனச் சதுரம்.



படம் 113.

நெருக்கமாக அமைக்கப்பட்ட கோளங்களின் பட்டகம்.

இரு வகைகளிலும் கோளங்களின் நெருக்கமான அடர்வு ஒன்றாகவே உள்ளது; அதாவது, ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையைக் கொண்ட கோளங்கள் ஒத்த கன அளவையே வியாபித்துக் கொண்டிருக்கின்றன. ஒவ்வொரு கோளமும் 12 பிற கோளங்களினால் சூழப்பட்டுள்ளது. எனவே, இதுபோன்ற கூடு அமைப்புகளின் ஈதல் எண் (co-ordination number) 12 ஆகும்.

உலோகங்களின் இளகுத் தன்மையும் அவற்றின் அக அமைப்புடன் நேரடியான தொடர்பைக் கொண்டுள்ளது. இவ்வமைப்பு, வெளி விசைகளின் காரணமாக உலோகத்திலுள்ள அயனி ஏடுகள் ஒன்றின்மேல் ஒன்ருக எளிதில் நெகிழ்வதற்கு ஏதுவாக உள்ளது. உலோகங்களைப் போன்றே முகப்பு-மைய கனச் சதுர கூடு அமைப்புகளைக் கொண்ட சில உலோகக் கலவைகளும் மிகவும் இளகுத் (பித்தளை, வெள்கலம்) தன்மையுடன் காணப்படுகின்றன. இருப்பினும், உலோகக் கலவையை உண்டாக்குவதற்காக சேர்க்கப்படும் உலோகம், முக்கிய உலோகத்தின் ஒருபடித்தான அமைப்பிற்கு ஊறு விளைவிப்பின், கிடைக்கும் உலோகக் கலவை கடினமானதாகவும் நொறுங்கும் தன்மையுடையதாகவும் இருக்கும்.

ஒரு உலோகத்தின் அயனி ஏடுகள் இயந்திரச் செயல் காரணமாக அடிக்கடி நீக்கப்படின், அதன் அயனிகளின் அமைப்பு முறை பாதிக்கப்படும்; உலோகம் படிக வடிவற்றதாக மாறும்; இதன் இளகுத் தன்மை குறைந்து கடினத் தன்மை அதிகரிக்கும். இருப்பினும், இயந்திரச் செயலுக்கு உள்ளான (எடுத்துக்காட்டாக நீட்டப்பட்ட அயர்ன் கம்பி) ஒரு உலோகத்தின் இளகுத் தன்மையை மீண்டும் பெறமுடியும்; இதற்காக, உலோகம் எந்த வெப்பநிலையில் மீண்டும் படிக அமைப்பைப் பெறுமோ அந்த வெப்பநிலைக்கு உலோகத்தை சூடு செய்யவேண்டும்.

அட்டவணை 26

சில உலோகங்களின் உருகு நிலைகள் மற்றும் அடர்த்திகள்

பெயர்	அணு எடை	அடர்த்தி கி./செ.மீ.^{3}	உருகுநிலை °C
இலேசான உலோகங்கள்			
லித்தியம்	6·939	0·534	180
பொட்டாசியம்	39.102	0·86	63·6
சோடியம்	22·9898	0·97	97·8
கால்சியம்	40·08	1·55	850
மக்னீசியம்	24·312	1·74	651
சீசியம்	132·905	1·90	28·5

பெயர்		அணு எடை	அடர்த்தி கி./செ.மீ.³	உருகுநிலை °C
இலேசான உலோகங்கள்— தொடர்ச்சி				
அலுமினியம்	……	26·9815	2 702	660·1
பேரியம்	……	137·34	3·5	717
கன உலோகங்கள்				
சிங்க்	……	65·37	7·14	419
குரோமியம்	……	51·996	7·16	1,875
மாங்கனீஸ்	……	54.9381	7·2	1,244
டின்	……	118.69	7·28	231·9
அயர்ன்	……	55·847	7·86	1,539
காட்மியம்	……	112·40	8·65	321
நிக்கல்	……	58·71	8·90	1,453
காப்பர்	……	63·54	8 92	1,083
பிஸ்மத்	……	208·980	9·80	271·3
சில்வர்	……	107·870	10·5	960·8
லெட்	……	207·19	11·344	327·3
மெர்க்குரி	……	200·59	13·546	—38·87
டங்ஸ்டன்	……	183·85	19·3	3,380
கோல்டு	……	196·967	19·3	1,063
பிளாட்டினம்	……	195·09	21·45	1,769
ஆஸ்மியம்	……	190·2	22·5	2,700

உலோகங்கள் அடர்த்தியின் அடிப்படையில் வழக்கமாக இரு பெரும் தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்படுகின்றன. இலேசான

உலோகங்கள் ஒருதொகுதி. இவை அடர்த்தியை 5 கி./செ.மீ.^{3}-க்கு அதிகமாகப் பெற்றில்லாத உலோகங்களாகும். இவற்றைத் தவிர மீதம் உள்ளவை கன உலோகங்கள் மற்ருெரு தொகுதி. சில உலோகங்களின் அடர்த்திகள் மற்றும் உருகு நிலைகள் அட்டவணை 26-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. இவ்வட்டவணையில் உள்ள புள்ளி விபரங்களிலிருந்து, மெர்க்குரியைத் தவிர மற்ற எல்லா உலோகங்களும் சாதாரண வெப்பநிலைகளில் திண்மங்கள் என அறியப்படுகிறது. இலேசான உலோகங்கள் பொதுவாகக் குறைந்த உருகு நிலைகளைப் பெற்றுள்ளன. கன உலோகங்களில், மாருக, வெப்பம் தாங்கவல்ல உலோகங்கள் பல உள்ளன. மெர்க்குரிக்கு அடுத்தபடியாகக் குறைந்த உருகு நிலையைப் பெற்றிருப்பது சீசியம் (28·5°C) ஆகும்; மிகவும் உயர்ந்த உருகு நிலையைப் பெற்றிருப்பது (3,380°C) டங்ஸ்டனைகும்.

உலோகங்களில் பெரும்பாலானவற்றின் கொதி நிலைகள் மிகவும் உயர்வாக உள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, காப்பர் 2,877°C-லும், அயர்ன் 2,770°C-லும், பிளாட்டினம் சுமார் 3,710°C-லும் கொதிக்கின்றன. உலோகங்களின் ஆவிகள் ஒரு அணு நிலையைப் பெற்றுள்ளன.

திண்மம் மற்றும் நீர்ம நிலைகளில் உலோகங்களின் துகள்கள் **உலோகப் பிணைப்பு** (metallic bond) எனப்படும் ஒரு தனிச் சிறப்பு வாய்ந்த வேதியியப் பிணைப்பினுல் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. மேலே குறிப்பிட்டபடி, அணுக்களுக்கிடையே வழக்கமான சகப் பிணைப்புகளும் அயனிகளுக்கும் இயக்கமுறு எலெக்ட்ரான் களுக்கும் இடையே கூலம் விசைகளும் ஒரே சமயத்தில் இருப்பது இதனை வேறுபடுத்திக் காட்டுகின்றது. எனவே, உலோகப் பிணைப்பு என்பது துகள்களின் பண்பாக இல்லாமல் துகள்களி னுடைய தொகுப்புகளின் பண்பாக உள்ளது எனலாம்.

188. வேதியியப் பண்புகள்

உலோகங்களின் மிக முக்கிய வேதியியப் பண்பாக இருப்பது, அவற்றின் அணுக்கள் எளிதின் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களை விடுவித்து நேர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகளாக மாறும் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதாகும். மாதிரி உலோகங்கள் எப்போதும் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக் கொள்வதில்லை; இவற்றின் அயனிகள் நேர்மின் சுமையை மட்டும்தான் பெற்றி ருக்கும். இதன் காரணமாகத்தான் உலாகங்களை அலோகங்களி னின்று வேறுபடுத்திக் காட்டுவதற்கு 'நேர்மின் சுமை' கொண்ட தனிமங்கள் என்கிருேம்; அலோகங்கள் 'எதிர்மின் சுமை'

கொண்ட தனிமங்கள் எனப்படும். இவற்றிற்குரிய சிறப்புப் பண்பு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்வதாகும்.

மாதிரித் தனிமங்கள்: வேதியிய வினைகளின்போது எளிதின் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களை விடுவிக்கின்றன; எனவே இவை **சக்தி வாய்ந்த ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கிகளாகச்** செயல்படுகின்றன.

உலோகங்கள் எலெக்ட்ரான்களை வழங்கும் திறனில் பெரிதும் வேறுபடுகின்றன. ஒரு உலோகம் எலெக்ட்ரான்களை எவ்வளவு எளிதின் வழங்குகிறதோ அவ்வளவு வலுவானதாகவும் தீவிரமானதாகவும் பிறபொருள்களுடன் வினைபுரியும்தன்மையுடன் காணப்படுகிறது.

உலோகங்களின் வலுத்தன்மையை ஒப்பிட்டுக் காண்பதற்கு பல்வேறு வினைகள் பயன்படுகின்றன; முக்கியமாக இதற்கு மிகவும் வசதியாக இருப்பது, உலோக உப்புகளில் உள்ள உலோகங்களைப் பிறஉலோகங்கள் இடப்பெயர்ச்சி செய்வதாகும். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு துண்டு சிங்கை ஒரு லெட் உப்புக் கரைசலில் சேர். சிங்க் கரையத் தொடங்கி, லெட் கரைசலி லிருந்து வீழ்படிவு அடைகிறது. வினையை



$$Zn + Pb(NO_3)_2 = Pb + Zn(NO_3)_2$$

என்ற சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம். இதன் அயனிச் சமன்பாடு,



$$Zn + Pb^{2+} = Pb + Zn^{2+}$$

இவ்வினை ஒரு சிறந்த ஏற்ற-ஒடுக்கவினை என்பது இச் சமன் பாட்டிலிருந்து புலப்படும். இவ்வினையின்போது முக்கியமாக, Zn அணுக்கள் அவற்றின் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களை Pb^{2+} அயனிகளுக்கு வழங்கி, அவை Zn^{2+} அயனிகளாக மாறுகின்றன; Pb^{2+} அயனிகள் மின்னேற்றம் இழந்து உலோக லெட்டாக வீழ்படிவு அடைகின்றன. மாறாக, ஒரு சிங்க் உப்புக்கரைசலுடன் ஒரு துண்டு லெட் சேர்த்தால் ஒரு வினையும் உண்டாவதில்லை. இது, சிங்க் லெட்டைவிட வலுவானது என் பதைக் காட்டுகிறது; அதாவது லெட் மற்றும் அதன் அயனிகளை விட அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை எளிதின் விடுவிக்கவும் அதன் அயனிகள் எலெக்டரான்களை குறைந்த ஆர்வத்துடன் ஏற்றுச் கொள்ளவும் செய்கின்றன.

லெட் மற்றும் காப்பரின் வலுவான செயல்களை இதுபோன்றே ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால், லெட் காப்பரைவிட அதிக வலுவுடன் இருப்பது தெரியவருகிறது; ஏனெனில் லெட் காப்பர் உப்புகளி

லிருந்து காப்பரை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது; ஆனால் காப்பரால் லெட்டை இடப்பெயர்ச்சி செய்யமுடிவதில்லை.



$$Pb + Cu^{2+} = Cu + Pb^{2+}$$

எனவே, ஒப்பிட்டுப் பார்த்த Zn, Pb மற்றும் Cu ஆகிய மூன்றுஉலோகங்களில் மிகவும் வலுவானதாக, அதாவது எலெக்ட்ரான்களை மிகவும் எளிதின் விடுவிக்கும் உலோகமாக இருப்பது சிங்க் ஆகும்; லெட் இதனைவிடக் குறைந்த வலுவுடையது. காப்பர் இன்னும் குறைந்த வலுவுடையது.

உலோக உப்புகளிலிருந்து ஒரு உலோகத்தை வேறொரு உலோகம் இடப்பெயர்ச்சி செய்வது பற்றி மிகவும் விரிவான முறையில் ஆய்ந்தறிந்தவர் N. பெக்கடோவ் ஆவர்.[1]

இவர் உலோகங்களை 'இடப்பெயர்ச்சி வரிசை' என்ற தலைப்பின்கீழ், குறையும் வேதியிய வலிமை அடிப்படையில் வரிசைப்படுத்தினர். தற்போது பெக்கடோவின் இடப்பெயர்ச்சி வரிசை மின் இயக்குவிசை வரிசை (electromotive force series) எனப்படுகிறது; ஏனெனில் இவ்வரிசையில் ஒவ்வொரு உலோகத்தினுடைய இடத்தையும் மின் இயக்கு விசையின் அளவைக் கொண்டோ அல்லது உலோகத்தை அதன் உப்புக்கரைசலில் தொங்க விடும்போது உண்டாகும் மின் அழுத்த வேறுபாடுகளிலிருந்தோ சரியாக நிர்ணயிக்க முடிகிறது.

மிக முக்கியமான உலோகங்களுக்கான மின் இயக்கு விசை வரிசை பின்வருமாறு:

நடுநிலை அணுக்களின் வேதியிய வலிமை குறைதல்.

⟶

K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H_2, Cu, Hg, Ag, Au

⟵

அயனிகளின் எலெக்ட்ரான் ஏற்றுக் கொள்ளும் திறன் குறைதல்.

[1] நிக்கோலை நிக்கோலேவிச் பெக்கடோவ் (1826-1911) ஒரு முதன்மையான இயற்பு வேதியியலார் ஆவர். இவரது மிகச் சிறந்த வேலை 1865-ல் வெளியிடப்பட்ட தனிமங்கள் பிற தனிமங்களினால் இடப் பெயர்ச்சி அடையும் இயற்பாட்டைப் பற்றிய ஆய்வுகளாகும். இவரது ஆய்வுகளின் அடிப்படையில் இவர் எல்லா உலோகங்களையும் ஒரு வரிசையில் அமைத்தார். இவ்வரிசையே பின்னர் e m f வரிசையாக மாறிற்று. இவர் உயர் வெப்ப நிலையில் உலோக ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து உலோகங்களை இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய திறனை அலுமினியம் பெற்றிருக்கிறது என்பதை கண்டுபிடித்தார். இக்கண்டுபிடிப்பு பின்னர், உலோகவியலில் பரவலாக பயன்படும் அலுமினோ தெர்மிக் முறைக்கான அடிப்படையை அமைத்தது.

இவ்வரிசையில் ஹைட்ரஜனும் அடங்கும்; ஏனெனில் ஹைட்ரஜனும் உலோகங்களின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து சில உலோகங்களை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது; மேலும் அமிலக் கரைசல்களிலிருந்து இது பல உலோகங்களால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுகிறது.

இடப்பெயர்ச்சி வரிசையில் ஹைட்ரஜனின் இடத்தை நிர்ணயிப்பதற்காக பெக்கடோவ் பின் கண்ட சோதனைகளை நிகழ்த்தினர்.



படம் 114.

அழுத்த நிலையில் ஹைட்ரஜன் உலோகங்களை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் சோதனைகளை நிகழ்த்துவதற்கான குழாய்.

ஒரு உலோக உப்புக் கரைசல், ஒரு அமிலம் மற்றும் சில சிங்க் துண்டுகள் ஆகியவை தனித்தனியாக ஒரு வளைந்த கண்ணாடி குழாயில் (படம் 114) வைக்கப்பட்டன. பின், குழாயை சீல்செய்து, சிங்க் அமிலத்தில் விழுந்து விடுபடும் ஹைட்ரஜன் அழுத்த நிலையில் உப்புக்கரைசலின் மீது செயல்படுமாறு குழாய் சாய்வாக இருக்கும்படிச் செய்யப்பட்டது. உப்புக் கரைசலைக் கொண்ட குழாயின் பாகத்தைக் கண்ணுற்று உலோகம் ஹைட்ரஜனால் இடப்பெயர்ச்சி அடைந்து விட்டதா இல்லையா என்பதை பெக்கடோவால் அறிய முடிந்தது. இந்தச் சோதனைகளின் அடிப்படையில், 'இடப்பெயர்ச்சி வரிசையில்' ஹைட்ரஜன் லெட்டுக்கு அடுத்தபடியாக இருக்கவேண்டும் என்ற முடிவை இவர் மேற்கொண்டார். மேலும் ஹைட்ரஜன் வரிசையில் அதற்குக் கீழாக உள்ள காப்பர், மெர்க்குரி, சில்வர் மற்றும் கோல்டு ஆகிய உலோகங்களை இடப் பெயர்ச்சி (ஒடுக்கக்கூடியதாக) செய்யக் கூடியதாக உள்ளது என்றும் முடிவு கொண்டார்.

உலோகங்கள் ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் வினை ஒரு மீள் வினை என்பதையும் உலோகம் உப்புக் கரைசலில் இருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்வதற்கு அழுத்தம் நிலவியிருக்க வேண்டும் என்பதையும் அறிந்திருந்தார்.

பெக்கடோவின் கருத்துக்கள் பின்னர் முழுமையாக உறுதி செய்யப்பட்டன.

எடுத்துக்காட்டிற்காக, ஹைட்ரஜனை சிங்க் இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் வினையை எடுத்துக்கொள்வோம்.



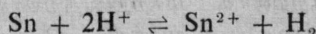
$$Zn + 2H^+ \rightleftharpoons Zn^{2+} + H_2$$

இவ்வினையின் சமநிலை மாறிலி,

$$K = \frac{[Zn^{2+}]P_{H_2}}{[H^+]^2}$$

இங்கு ஹைட்ரஜனின் அடர்வை அதன் பகுதி அழுத்தத்தால் பதிலீடு செய்யலாம் (வளிமண்டலங்களில்). சாதாரண வெப்பநிலை களில் கணக்கீடுகளிலிருந்து, $K = 36 \times 10^{22}$ என அறியப்பட்டுள்ளது. ஆகவே, பின் வினையை நிகழச் செய்வதற்கு, அதாவது உலோகத்தை ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி செய்வதற்குத் தேவைப்படும் அழுத்தத்தைத் தற்போது பயனிலுள்ள தொழில் நுணுக்க முறையால் பெறமுடியாது. சாதாரண அழுத்தங்களின் வினையின் சமநிலை, நடை-முறையில் முழுமையாக வலது பக்கம் பெயர்வு அடைந்துவிடுகிறது.

இருப்பினும்,



$$Sn + 2H^+ \rightleftharpoons Sn^{2+} + H_2$$

என்ற வினைக்கு, சமநிலை மாறிலி,

$$K = \frac{[Sn^{2+}]P_{H_2}}{[H^+]^2} = 4 \times 10^4$$

ஆகவே, சமநிலையைப் பெறுவதற்கு $[Sn^{++}] = 1$ கி-அயனி/லி. $[H^+] = 0{\cdot}01$ கி-அயனி/லி. அடர்வுகளும் $PH_2 = 4$ வளிமண்டல அழுத்தமும் இருக்கவேண்டும். எனவே, ஏறக்குறைய குறைந்த அழுத்தத்தில் ஹைட்ரஜன் டின்னை அதன் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்யக் கூடியதாக உள்ளது.

மின் இயக்குவிசை வரிசை, கரைசலில் நிகழும் வினைகளின் போது உலோகங்கள் எவ்விதம் செயல்படுகின்றன என்பதைத் தெரிவிக்கும் சில பொதுக் கருத்துக்களை வழங்குகிறது.

1. வரிசையிலுள்ள ஒவ்வொரு உலோகமும், ஹைட்ரஜன் உட்பட, அழுத்த நிலையில், வரிசையில் அதற்குக் கீழாக உள்ள பிற எல்லா உலோகங்களையும் அவற்றின் கரைசல்களிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்யும். மாறாக, வரிசையில் இது, இதற்கு மேலாக

உள்ள உலோகங்களினால் இடப்பெயர்ச்சி (ஒடுக்கப்படும்) செய்யப்படும்.

2. emf வரிசையில் ஹைட்ரஜனுக்கு மேலுள்ள உலோகங்களினால் மட்டும்தான் ஹைட்ரஜனை நீர்த்த அமிலங்களிலிருந்து ('ஹைட்ரஜன் உப்புகள்') இடப்பெயர்ச்சி செய்ய முடியும். ஹைட்ரஜனுக்குக் கீழாக உள்ள உலோகங்களால் அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்ய முடியாது.

3. emf வரிசையில் ஒரு உலோகம் உயரே இருக்கும் அளவிற்கு ஏற்ப, அது மிகவும் வலிமையுடையதாகவும், பிற உலோகங்களின் அயனிகளுடன் ஒப்பிடும்போது அதிக ஒடுக்கப் பண்புகளை உடையவைகளாகவும் உள்ளன; இது எந்த அளவிற்கு எளிதாக அயனிகளாக மாறுகிறதோ அந்த அளவிற்கு ஏற்ப இதன் அயனிகள் ஒடுக்கம் அடைவதில் சிரமம் உள்ளது.

189. கால்வானிக் மின்கலன்கள்

உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து ஒரு உலோகத்தை வேறொரு உலோகம் இடப்பெயர்ச்சி செய்வதன் அடிப்படையில் அமைந்தது தான் கால்வானிக் மின்கலன்கள். இவை வேதியியல் ஆற்றலை மின் ஆற்றலாக மாற்றுவதற்கான கலன்களாகும். இவை மின்சாரத்தை உற்பத்தி செய்யும் கருவிகளாக மட்டும் முக்கியத்துவம் பெற்றிருக்கவில்லை; ஒவ்வொரு உலோகத்தினுடைய பின் இயக்க விசையை அளந்து, அளவறி முறையில் அதன் வலிமைத் தன்மையை அறிவதற்கும், emf வரிசையில் அதன் சார்பு இடத்தை நிர்ணயிப்பதற்கும் இச் சமயத்தில் இக் கலன்கள் நமக்குப் பயன்படுகின்றன. இதனைப் புரிந்து கொள்வதற்கு முன்பு முதலில் கால்வானிக் கலன்களின் அமைப்பையும் அவை எவ்வாறு செயல்படுகின்றன என்பதனையும் அறிந்து கொள்வோம்.

ஒரு உலோகத்தை வேறொரு உலோகத்தின் உப்புக் கரைசலில் தொங்க விட்டால், எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு சிங்க் தகடை $Pb(NO_3)_2$ கரைசலில் தொங்கவிட்டால், நேரடித் தொடர்பு காரணமாக சிங்க் அணுக்களிலிருந்து லெட் அயனிகளுக்கு எலெக்ட்ரான்கள் செல்லத் தொடங்குகின்றன. இங்கு வினையின் போது வெளிப்பட்ட வேதியியல் ஆற்றல் வெப்ப ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. இருப்பினும், சிங்கிற்கும் லெட்டுக்கும் பரிசம் இல்லாத நிலையிலும் மேற்கண்ட இடையீட்டுச் செயல் நிகழுமாறு செய்யலாம். இதற்குத் தேவையான ஒரே நிபந்தனை, சிங்க்

அணுக்களிலிருந்து லெட் அயனிகளுக்கு எலெக்ட்ரான்கள் செல்லத்தக்க சூழ்நிலையாகும்.

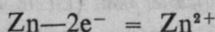
சிறிது $Zn(NO_3)_2$ கரைசலை ஒரு முகவையில் ஊற்று. சிறிது $Pb(NO_3)_2$ கரைசலை வேறொரு முகவையில் ஊற்று. முன்னதில் ஒரு சிங்க் தகடையும் பின்னதில் ஒரு லெட் தகடையும் இறக்கு (லெட் தகடு ஒரு மின் கடத்தியாக மட்டும்தான் செயல்படுகிறது); எனவே இதற்குப் பதிலாக கிராஃபைட் தண்டைப் பயன்படுத்தலாம். KNO_3 போன்ற ஏதாவது ஒரு மின்பகு பொருளைக் கொண்ட கவிழ்ந்தவாறு உள்ள U வடிவக்குழாய் மூலம் முகவைகளிலுள்ள கரைசல்கள் இணைக்கப்படுகின்றன (படம் *115*). இப்போது ஒரு உலோகக்கம்பி மூலம் இரண்டு தகடுகளையும் இணைத்தால், உடனடியாக மின்சாரம் உண்டாகிறது. மின்னோட்டத் திசை எலெக்ட்ரான்கள் சிங்கிலிருந்து லெட்டுக்குச் செல்கின்றன என்பதைத் தெரிவிக்கிறது. அதே சமயத்தில், சிங்க் கரையத் தொடங்குகிறது; லெட், லெட் தகடுமீது படிகிறது.

U-குழாயைப் பயன்படுத்துவதற்குக் காரணம் ஒரு கரைசலிலிருந்து வேறொரு கரைசலுக்கு உப்பின் அயனிகள் தடையின்றி செல்வதற்கான வாய்ப்பை ஏற்படுத்துவதாகும்; இல்லையென்றால் சிங்க் உப்புக்கரைசல் Zn^{2+} அயனிகள் காரணமாக நேர்மின் சுமையைப் பெற்றுவிடும்; லெட் உப்புக்கரைசலிலிருந்து Pb^{2+} அயனிகள் நீக்கப்படுவதால், இக்கரைசல் எதிர்மின் சுமையைப் பெற்றுவிடும். இம்மின்சுமைகள், சிங்கிலிருந்து லெட் உப்புக் கரைசலுக்கு எலெக்ட்ரான்கள் செல்வதைத் தடுத்துவிடும்; இதனால் வினை நின்றுவிடும். வினை நிகழும்போது, எதிர்மின் அயனிகள் சிங்கை நோக்கிச் செல்கின்றன; நேர்மின் அயனிகள் லெட்டை நோக்கிச் செல்கின்றன; இதனால் கரைசல்களில் மின் சமநிலை இருக்கும்படி செய்யப்படுகிறது.

எனவே, ஒரு துண்டு சிங்கை, லெட் உப்புக் கரைசலில் இறக்கியதுமே நிகழத்தொடங்கிய வினை, இப்போது இச்சோதனையின் சூழ்நிலையில் மிக அரிதாக நடைபெறுகிறது. முதல் வகையில், Pb^{2+} அயனிகள் சிங்கினுடைய பரப்பின் மீது மோதியதும் சிங்கிலிருந்து எலெக்ட்ரான்கள் Pb^{2+} அயனிகளுக்குச் செல்லக் கூடியவைகளாக உள்ளன; எனவே எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கம் இங்கும் அங்குமாக இருந்து, வினையின்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் வெப்ப ஆற்றலாக மாறிவிடுகிறது. ஆனால், இரண்டாவது முறையில், சிங்க் மற்றும் லெட் உப்புக்கரைசலுக்கு இடையேயான நேரடித் தொடர்பை நீக்கியதன் மூலம், எலெக்ட்ரான்கள்

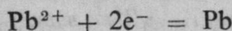
ஒரு கம்பி மூலம் சென்று லெட் அயனிகளை அடையும்படி கட்டாயப் படுத்தப்படுவதால், இங்கும் அங்குமாக அலையும் எலெக்ட்ரான் களின் இயக்கம் ஒரு செறிந்த எலெக்ட்ரான்களின் ஓட்டத்திற்கு இடம் அளிக்கிறது; இந்த ஓட்டத்தையே மின்சாரம் என்கிறோம்.

இங்கு விவரிக்கப்பட்ட கருவி ஒரு கால்வானிக் மின்கலமாகும். இதில் ஏற்ற-ஒடுக்க வினையின் வேதியிய ஆற்றல் மின் ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. இதன் எதிர்மின் முனை சிங்க், நேர்மின் முனை லெட். எதிர்மின் முனையில் சிங்க் ஏற்றம் அடைகிறது.



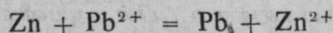
$$Zn - 2e^- = Zn^{2+}$$

நேர்மின் முனையில், லெட் அயனிகள் ஒடுக்கம் அடைகின்றன.



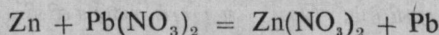
$$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$$

இவ்விரண்டு சமன்பாடுகளையும் கூட்டினால் கலத்தில் நிகழும் வினையின் மொத்த சமன்பாடு கிடைக்கிறது.



$$Zn + Pb^{2+} = Pb + Zn^{2+}$$

அல்லது, மூலக்கூறு வடிவில்,

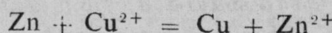


$$Zn + Pb(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Pb$$

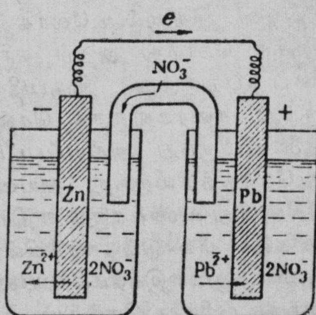
பிற கால்வானிக் கலன்கள் இங்கு விவரிக்கப்பட்டதை ஒத்தவையே. இவற்றின் எதிர்மின் முனைகள் எப்போதும் அதிக வலிமையுடைய உலோகமாக உள்ளன. இவை குறைந்த வலு வுடைய உலோகத்தின் அயனிகளுக்கு எலெக்ட்ரான்களை வழங்கி அவற்றை நடுநிலை அணுக்களாக மாற்றுகின்றன. கலன் வேலை செய்து வரும்போது எதிர்மின் முனை சிறிது சிறிதாக மறைகிறது; அதாவது அயனிகளாகக் கரைந்துவிடுகின்றது.

படம் 116, இயற்பியல் பாடத்தைப் படிக்கும் பெரும்பாலான வாசகர்களால் மிகவும் அறியப்பட்ட காப்பர்-சிங்க் கலத்தைக் காட்டுகிறது. சிங்க் சல்ஃபேட் கரைசல் நுண் துளைகள் மலிந்த ஒரு களிமண் உருளையில் உள்ளது. இவ்வுருளை காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலைக் கொண்டுள்ள ஒரு கண்ணாடி முகவையில் வைக்கப்பட்டுள்ளது. நுண் துளை பிரிப்பு கரைசல்கள் ஒன்றோடு ஒன்று கலவாமல் இருக்க உதவுகிறது. அதே சமயத்தில், கலத்திலிருந்து மின்சாரத்தை வெளியில் எடுக்கும்போது, ஒரு கரைசலிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு அயனிகள் செல்லுவதற்கு

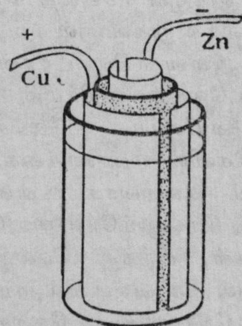
வழியாக அமைகிறது. கலம் வேலை செய்யும்போது கீழ்க்கண்ட வினை நிகழ்கிறது.



$$Zn + Cu^{2+} = Cu + Zn^{2+}$$

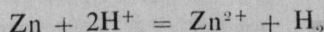


படம் 115.
சிங்க் மற்றும் லெட் உப்பின் தொலைவான வினைக்கான சாதனம்



படம் 116
காப்பர்-சிங்க் கலம்

சில சமயங்களில், சிங்கினுல் அமிலத்திலிருந்து ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி அடைவது கால்வானிக் கலங்களில் பயன்படுத்திக் கொள்ளப்படுகிறது.



$$Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2$$

முதன் முதலில் இத்தாலி நாட்டைச் சேர்ந்த இயற்பியலார் வோல்டாவினுல் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட கால்வானிக் கலத்தில் ஒரு சிங்க் மற்றும் ஒரு காப்பர் தகடு சல்ஃபூரிக் அமிலக் கரைசலில் வைக்கப்பட்டன. தகடுகளை ஒரு மின் கடத்தியின் மூலம் இணைத்தால், எலெக்ட்ரான்கள் கடத்தியின் வழியாக சிங்கிலிருந்து காப்பருக்குச் செல்கின்றன; பின் காப்பரிலிருந்து கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளுக்கு மாற்றப்படுகின்றன. ஹைட்ரஜன் அயனிகள் மின் சுமையை இழக்கின்றன. எனவேதான், ஹைட்ரஜன் காப்பர் தகட்டில் வெளிவிடப்படுகிறது; சிங்க் தகட்டில் வெளிப்படுவதில்லை.

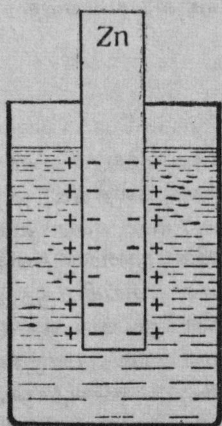
190. கால்வானிக் கலன்களில் மின்தூண்டலின் வினைவழிமுறை உலோகங்களின் மின்முனை மின் அழுத்தங்கள்

கால்வானிக் கலன்களில் மின்தூண்டல் நிகழ்வதை விளக்கு வதற்குப் பல கொள்கைகள் அறிவிக்கப்பட்டன. அவற்றுள் மிக

எளியதை அறிவித்தவர் ஜெர்மன் நாட்டைச் சேர்ந்த இயற்பிய லார் நெர்ன்ஸ்ட் ஆவர்.[1]

மின் தூண்டல் கொள்கையின் சாரம் பின்வருமாறு. ஏதாவது ஒரு உலோகத்தை நீரினுள் அமுக்கினுல், அதன் அயனிகள் கரைசலுக்குள் செல்லத் தொடங்குகின்றன; இவை முனைவுடைய நீர் மூலக்கூறுகளினுல் கவரப்படுகின்றன. இதனுல் உலோகத்தில் அதிக அளவு எலெக்ட்ரான்கள் இருக்க நேர்ந்து அதன் காரண மாக உலோகம் எதிர்மின் சுமைகளைப் பெறுகிறது. இருப்பினும், சோதனையின்படி, உலோகத்திலிருந்து கரைசலுக்குச் செல்லும் அயனிகளின் எண்ணிக்கை, சோதனையிலிருந்து அறியப்பட்டபடி மிகவும் குறைவாக உள்ளது. உலோகத்திலிருந்து அயனிகள் பிரிந்து செல்லும்போது உலோகத்தின் மீது உண்டாகும் எதிர்மின் சுமைகள், பிரிந்து சென்ற அயனிகளை மீண்டும் ஈர்க்கின்றன; இதனுல் மிக விரைவில், சமநிலை நிலவுகிறது. இச்சமநிலையில் ஒரு அலகு நேரத்தில் உலோகத்திலிருந்து பிரிந்து செல்லும் அயனி களின் எண்ணிக்கை மீண்டும் உலோகத்திற்குத் திரும்பும் அயனி களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக உள்ளது.

உலோகம் ⇌ உலோக அயனிகள் + எலெக்ட்ரான்கள்
(கரைசலில்) (உலோகப் படிகத்தில்)



படம் 117.
இரட்டை மின்கார அடுக்கு

கரைசலுக்குள் சென்ற அயனிகள், கரைசல் முழுவதும் சீராக பரவி இருப்ப தில்லை; எதிர்மின் சுமை கொண்ட உலோ கத்தின் ஈர்ப்புக்கு உட்பட்டு அதனருகி லேயே தங்கி நின்று ஒரு **இரட்டை மின் ஏட்டை** (double electric layer) உண் டாக்குகின்றன (படம் *117*). இதன்காரண மாக உலோகத்திற்கும் கரைசலுக்கும் இடையே மின்அழுத்தங்களில் ஒரு வேறு பாடு தோன்றுகிறது.

இப்போது, அமிழ்த்தி வைக்கப்பட் டுள்ள உலோகத்தின் ஒரு உப்பை நீரில் சேர்ப்பதாக வைத்துக் கொள்வோம் கரைசலில் உலோக அயனிகளின் அடர்வு அதிகமாவது அவற்றிற்கும் உலோகத்திற்

[1]வால்டர் ஹெர்மன் நெர்ன்ஸ்ட் (1864–1941) ஜெர்மானிய இயற்பியலாரும் மற்றும் இயற்புவேதியியலாரும் ஆவர். நேபால் பரிசு பெற்றவர். மின்வேதியியல் மற்றும இயற்பு வேதியியலைப் பற்றிய பல நூல்களுக்கு ஆசிரியர். மின்முனை மின் அழுத்தங்கள் மற்றும் உலோகங்கள் மின்வழி முறையில் கரைதல் ஆகியவற்றைப் பற்றிய தமது கொள்கையை இவர் 1888-ல் வெளியிட்டார். இதனை மேலும் வளர்த்து வரிவாக்கியவர் L. பைசார்ஸி விஸ்கி ஆவர்.

கும் இடையே உள்ள சமநிலையைப் பாதிக்கிறது;அயனிகளின் ஒரு பகுதி உலோகத்தை அடைகிறது. எனவே, உலோகம் தூய நீருக்குள் செலுத்தியதைவிட குறைந்த அளவு அயனிகளையே அதன் உப்பக் கரைசலுக்குள் செலுத்தவேண்டும் என அறிகிறோம்; மேலும் கரைசலில் எந்த அளவிற்கு அயனிகளின் அடர்வு அதிக மாக இருக்கிறதோ அந்த அளவிற்கு குறைவாகத்தான் உலோகம் அயனிகளை வெளிவிடும். உப்பின் அடர்வு போதுமான அளவிற்கு அதிகமாக இருப்பின், அயனிகள் உலோகத்திலிருந்து கரைசலுக் குச் செல்லாமலேயே நின்று விடக்கூடும்; எனவே உலோகம் மற்றும் கரைசல் ஆகிய இரண்டுமே மின்னேற்றம் பெருமல் இருக்கும்.

முடிவாக, கரைசலில் உலோக அயனிகளின் அடர்வு போது மான அளவிற்கு மிகவும் அதிகமாகவும், உலோகத்தின் வலிமைத் தன்மை மிகவும் குறைவாகவும் இருப்பின், உலோகம் கரைசலி னூடே அயனிகளை அனுப்புவதில் தவறுவதோடு மட்டும் அல்லாமல், மாருக, சில அயனிகள் கரைசலிலிருந்து உலோகத் தினூடே செல்லும். இதுவும், உலோகத்திற்கும் கரைசலுக்கும் இடையே மின் அழுத்தங்களில் வேறுபாட்டை உண்டாக்கும். ஆனல், இப்போது உப்பிலிருந்து கிடைக்கும் மிகை அளவு எதிர் மின் அயனிகளின் காரணமாக கரைசல் எதிர்மின்னேற்றத் துடனும் உலோகம் நேர்மின்னேற்றத்துடனும் காணப்படும். நடை முறையில், சில உலோகங்கள் அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களில் (அதிக வலிமை கொண்டவை) எப்போதும் எதிர்மின்னேற்றத் துடனும் மற்றும் சில (குறைந்த வலிமை கொண்டவை) நேர் மின்னேற்றத்துடனும் காணப்படுகின்றன.

ஒரு உலோகத்தை அதன் உப்புக் கரைசலில் அமுக்கும் போது, கரைசலுக்குள் செல்லும் அல்லது கரைசலிலிருந்து படியும் அயனிகளின் அளவு வேதியிய முறைகளினல் கண்டறியப் படமுடியாத அளவிற்கு மிகக் குறைவாக இருக்கிறது. இருப்பினும், மின் சுமை, அளந்தறியும் அளவு, மின் அழுத்தங் களில் வேறுபாட்டை உண்டாக்கும் அளவிற்குப் பெரியதாக உள்ளது.

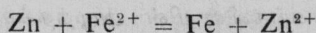
மேலே விவரிக்கப்பட்ட கொள்கை, கால்வானிக் கலன்களில் நிகழும் வினையின் வழிமுறைக்கான ஒரு எளிய விளக்கத்தைத் தருகிறது. எடுத்துக்காட்டிற்காக காப்பர்சிங்க் கலத்தைக் கவனிப்போம் (படம் 11b). இதனில், $ZnSO_4$ கரைசலில் அமுக்கி வைக்கப்பட்டுள்ள சிங்க் தகட்டில் எதிர்மின்னேற்றமும் $CuSO_4$ கரைசலில் அமுக்கி வைக்கப்பட்டுள்ள காப்பர் தகட்டில் நேர்மின்

னேற்றமும் உண்டாகின்றன. இரு உலோகங்களையும் ஒரு கடத்தி மூலம் இணைக்காமல் இருப்பின், இம் மின் சுமைகள் தோன்றுதல், மேலே கண்டது போல, உடனடியாக மேலும் சிங்க் அயனிகள் கரைசலுக்குள் செல்லாதவாறும் மற்றும் கரைசலிலிருந்து காப்பர் அயனிகள் படியாதவாறும் தடுத்து விடும். ஆனால் உலோகத் தகடுகளை ஒரு கம்பி மூலம் இணைத்துவிட்டால், Zn தகட்டில் சேகரமாகிக் கொண்டிருக்கும் எலெக்ட்ரான்கள் தொடர்ச்சியாக எலெக்ட்ரான்கள் தேவைப்படும் காப்பர் தகட்டிற்கு பாய்ந்து கொண்டே இருக்கும். எனவே, சிங்க் உலோகத்தால் மேலும் மேலும் கரைசலுக்குள் Zn^{2+} அயனிகளைச் செலுத்த முடிகிறது; Cu^{2+} அயனிகள் தொடர்ச்சியாக மின்தன்மையை இழந்து உலோக காப்பராக வீழ்படிகின்றன. இவ்வினை எல்லா சிங்க் உலோகமும் கரையும் வரைக்கும் அல்லது காப்பர் உப்பு முழுவதும் பயன்படுத்தப்படும் வரைக்கும் தொடர்ந்து நிகழ் கிறது.

கால்வானிக் கலன்களில், கலன் வேலை செய்யும்போது, அயனிகளை கரைசலினூடே வெளிவிடுவதன் மூலம் செலவழிந்துவிடும் மின்முனை நேர் மின்முனை (anode) என்றும் நேர்மின் அயனிகள் மின்னேற்றத்தை இழந்து படிவதற்கான மின்முனை எதிர்மின்முனை (cathode) என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.

ஏதேனும் இரண்டு உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசலில் அமிழ்த்தி ஒரு கால்வானிக் கலத்தை உண்டாக்கலாம். உலோகங்களில் ஒன்று எதிர் மின்சுமையையும் மற்றொன்று நேர் மின்சுமையையும் பெறவேண்டும் என்ற நிபந்தனை கிடையாது. ஒரு மின்னேற்றமுடைய பொருளிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் செல்வதற்குத் தேவையான ஒரே நிபந்தனை அவை இரண்டிற்கும் இடையே மின் அழுத்தங்களில் வேறுபாடு இருக்க வேண்டும் என்பதாகும். இம்மின் அழுத்த வேற்றுமை கண்டிப்பாக உண்டாகவேண்டும்; ஏனெனில் வெவ்வேறு உலோகங்கள் எலெக்ட்ரான்களை விடுவிப்பதில் வெவ்வேறு திறன்களுடன் காணப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, சிங்க் மற்றும் அயர்னை அவற்றின் நார்மல் உப்புக் கரைசல்களில் அமுக்கி கால்வானிக் கலம் அமைக்கப்பட்டிருப்பின், இரு உலோகங்களும் அவற்றின் கரைசல்களில் எதிர்மின்னேற்றங்களைக் கொண்டிருக்கும்; இருப்பினும் அவ்விரண்டிற்கும் இடையே ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு மின் அழுத்தங்களில் வேற்றுமை தோன்றும். உலோகங்களை ஒரு மின் கடத்தி மூலம் இணைத்தால், அதிக வலுவுடைய சிங்க் உலோகத்தி லிருந்து அயர்ன் உலோகத்திற்குச் செல்லும். சிங்க் கரையும்.

அயர்ன் கரைசலிலிருந்து வீழ்படிவு அடையும். கலத்தில் நிகழும் வினையைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டைக் கொண்டு தெரிவிக்கலாம்:



$$Zn + Fe^{2+} = Fe + Zn^{2+}$$

உலோகத்திற்கும் அதன் உப்புக் கரைசலுக்கும் இடையே காணப்படும் மின் அழுத்த வேறுபாட்டை உலோகத்தின் **மின் முனை மின் அழுத்தம்** (electrode potential) என்கிறோம். இது உலோகத்தின் எலெக்ட்ரான் வழங்கும் திறனை, அதாவது கரைசல்களில் நிகழும் வேதியிய வினைகளின்போது அதன் வலிமைத் தன்மையின் அளவைத் தெரிவிப்பதாக உள்ளது. எனவே, எல்லா உலோகங்களின் மின் அழுத்தங்களையும் அவை சம அடர்வுகளைக் கொண்ட அவற்றின் அயனிகளுடன் உள்ள போது அளந்து அறிந்துகொண்டால், எல்லா உலோகங்களினுடைய வலிமைத் தன்மைகளையும் அளவு முறைப்படி சிறப்பித்துக் கூறலாம்.

எதிர்பாராத விதமாக, இம்மதிப்புகளை நேரடியாக அளப்பது சிரமமாக உள்ளது; மேலும் இம்முறையில் சரியான முடிவுகள் கிடைப்பதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு மின் கடத்தியை கரைசலில் இறக்காமல் ஒரு மின்மானியை கரைசலுடன் இணைக்க முடியாது என்பதை நினைவு கொண்டால் இது எளிதில் விளங்கும். ஆனால், இது மின்கடத்திக்கும் கரைசலுக்கும் இடையே மின் அழுத்தங்களில் வேறுபாட்டை உண்டாக்குகிறது; எனவே மின் மானியால் காட்டப்படும் emf இரண்டு மின் அழுத்தங்களில் வேறுபாடுகளை பொருத்து இருக்கும். அவை, எடுத்துக்கொண்ட உலோகத்திற்கும் அதன் உப்புக் கரைசலுக்கும் இடையேயானதும் மற்றும் உலோகக் கடத்திக்கும் கரைசலுக்கும் இடையேயானதும் ஆகும்.

இரண்டு வெவ்வேறு உலோக மின்முனைகள் அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களில் அமிழ்த்தி வைக்கப்பட்டிருக்கும்போது அவற்றிற்கு இடையேயான மின் அழுத்தங்களின் வேறுபாட்டை, அதாவது, ஒரு உலோகத்தினுடைய மின் அழுத்தம் மற்றொன்றைக் காட்டிலும் எவ்வளவு அதிகம் அல்லது குறைவு என்பதனைக் கண்டறிவது மிகவும் எளிதாக உள்ளது. இவ்வாறு, ஒரு உலோகத்தின் மின் அழுத்தத்தைநியமமாகக்கொண்டு அதனுடன் மற்ற உலோகங்களின் மின் அழுத்தங்களை ஒப்பிட்டு எல்லா உலோகங்களின் சார்பு மின் அழுத்தங்கள் அளந்தறியப்பட்டால் கிடைக்கும் மதிப்புகள் உலோகங்களின் உண்மையான மின்

அழுத்த மதிப்புகளைப்போலவே, அவற்றின் வலிமைத் தன்மையைத் தெரிவிப்பதாக இருக்கும்.

எல்லா உலோகங்களின் மின் அழுத்தங்களையும் நிர்ணயிப்பதற்கு நியமமாக ஏற்றுக்கொள்ளப்பட்ட மின்முனை **நார்மல் ஹைட்ரஜன் மின் முனை (normal hydrogen electrode)** எனப்படும். இது, இரண்டு நார்மல் சல்ஃபூரிக் அமிலக் கரைசலினுள் அமிழ்த்தி வைக்கப்பட்ட, மிக நுண்மையாக்கப்பட்ட பஞ்சு போன்ற பிளாட்டினப் பூச்சைக் கொண்ட பிளாட்டினத் தகடைப் பெற்றுள்ளது: 1 வளி மண்டல அழுத்தத்தில் கரைசலினூடே தொடர்ச்சியாக ஹைட்ரஜன் செலுத்தப்படுகிறது. பிளாட்டினத்துடன் பரிசம் பெறும்போது மிகையான அளவிற்கு ஹைட்ரஜன் உறிஞ்சிக்கொள்ளப்படுகிறது. ஹைட்ரஜனை பூரித நிலைக்கு எடுத்துக்கொண்ட ஒரு பிளாட்டினம் தகடு முழுமையாக ஹைட்ரஜனால் செய்யப்பட்டதுபோல செயல்படுகிறது. இது சல்ஃபூரிக் அமிலக் கரைசலுடன் தொடர்புகொள்ளும்போது, ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு மின் அழுத்தங்களின் வேறுபாடு (ஹைட்ரஜன் மின்முனையின் மின் அழுத்தம்) தோன்றுகிறது. இம்மதிப்பு, பிற உலோகங்களின் சார்பு மின் அழுத்தங்களை அளக்கும்போது பூஜ்ஜிய புள்ளியாக ஏற்றுக்கொள்ளப்படுகிறது.

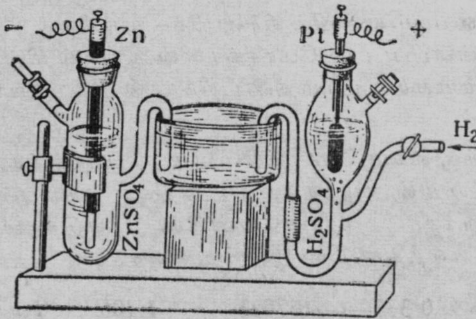
ஒரு லிட்டரில் உலோகத்தின் 1 கிராம்-அயனியைக் கொண்ட கரைசலில் உள்ள உலோகம் மற்றும் நார்மல் ஹைட்ரஜன் மின் முனைக்கும் இடையே காணப்படும் மின் அழுத்தங்களின் வேறுபாட்டை **உலோகத்தின் நார்மல் மின் அழுத்தம்** என்கிறோம்.

நார்மல் மின் அழுத்தங்களை அளப்பதற்குப் பொதுவாக படம் 118-ல் காட்டியுள்ளது போன்ற அமைப்பைப் பயன்படுத்துகின்றோம். இவ்வமைப்பு, முக்கியமாக, மின் அழுத்தம் நிர்ணயிக்கப்படவேண்டிய உலோகத்தின் மின்முனையையும், ஹைட்ரஜன் மின் முனையையும் பெற்றுள்ள ஒரு கால்வானிக் கலத்தின் அமைப்பே யாகும். ஹைட்ரஜன் மின்முனையின் மின் அழுத்தத்தை பூஜ்ஜியம் எனக்கொள்வதால், இதுபோன்ற கலத்தின் முனைகளுக்கு இடையே உள்ள மின் இயக்கு விசையே உலோகத்தின் நார்மல் மின் அழுத்தமாகும்.

அட்டவணை 27-ல் பெரும்பாலான முக்கிய உலோகங்களின் நார்மல் மின் அழுத்தங்கள் தரப்பட்டுள்ளன.[1] உலோகத்தின் மின் அழுத்தம் ஹைட்ரஜனைவிட அதிகமாக இருக்கும்போது

[1] K, Na மற்றும் Ca ஆகியவற்றிற்கு நேரடியாக நார்மல் மின் அழுத்தங்களை அளக்க முடியாது; ஆனால் வேறுமுறைகளில் கணக்கிடப்படுகின்றன.

அத்துடன் + குறியையும் குறைவாக இருக்கும்போது – குறியையும் பயன்படுத்துகிறோம்.



படம் 118.

உலோகத்தின் நார்மல் மின் அழுத்தத்தை அளக்கும் கருவி

உலோகங்களை, ஹைட்ரஜன் உட்பட குறையும் எலெக்ட்ரான் அழுத்தங்கள் வரிசையில், அதாவது குறையும் எதிர் நார்மல் மின் அழுத்தங்கள் (அதிகமாகும் நேர் நார்மல் மின் அழுத்தங்களிலும்) வரிசையில் அமைத்தால், முன்பு கண்டதுபோன்ற e m f வரிசையே இங்கும் கிடைக்கிறது.

அட்டவணை 27

நார்மல் மின் அழுத்த உலோகங்கள்

உலோகம்	அயனி	மின் அழுத்தம் வோல்ட்டுகள்	உலோகம்	அயனி	மின் அழுத்தம் வோல்ட்டுகள்
K	K^+	–2·925	Ni	Ni^{2+}	–0·250
Ca	Ca^{2+}	–2·87	Sn	Sn^{2+}	–0·136
Na	Na^+	–2·714	Pb	Pb^{2+}	–0·126
Mg	Mg^{2+}	–2·37	H_2	H^+	0·000
Al	Al^{3+}	–1·66	Cu	Cu^{2+}	+0·337
Mn	Mn^{2+}	–1·18	Hg	Hg_2^{2+}	+0·789
Zn	Zn^{2+}	–0·763	Ag	Ag^+	+0·799
Fe	Fe^{2+}	–0.440	Au	Au^{3+}	+1·50

உலோகங்களின் நார்மல் மின் அழுத்தங்கள் தெரிந்தால், உலோக உப்புகளின் கரைசலில் வைக்கப்பட்டுள்ள இரண்டு உலோகங்களைக் கொண்ட எந்த ஒரு மின்கலத்தினுடைய மின் இயக்கு விசையையும் எளிதில் நிர்ணயிக்க முடிகிறது. இதற்காக, எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட உலோகங்களின் நார்மல் மின் அழுத்தங்களின் வேற்றுமையை மட்டும் கண்டறிந்தால் போதுமானதாகும்.

மின் இயக்கு விசை நேர் மதிப்பைப் பெற்றிருக்க, குறைந்த மதிப்பையுடைய மின்அழுத்தத்தை அதிக மதிப்புடைய மின் அழுத்தத்திலிருந்து கழிக்கவேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, காப்பர்-சிங்க் கலத்தின் மின் இயக்கு விசை,

$$\text{emf} = 0{\cdot}337 - (-0{\cdot}763) = 1{\cdot}100 \text{ வோல்ட்டுகள்.}$$

Zn^{2+} மற்றும் Cu^{2+} அயனிகள் அதனதன் கரைசல்களில் 1 கிராம்-அயனி லிட்டர் அடர்வுகளைப் பெற்றிருப்பின், இம்மதிப்பு சரியாக இருக்கும். வேறு அடர்வுகளுக்கு, உலோகங்களின் மின் அழுத்தங்களுடன் அவை வழி மின் இயக்கு விசை மதிப்புகளை நிர்ணயிப் பதற்கு,நெர்ன்ஸ்ட் வருவித்த வாய்பாட்டை பயன்படுத் தாலம்.

$$E = E_0 + \frac{0.058}{n} \log C$$

இங்கு E என்பது அயனிகளின் உண்மையான அடர்வைக் கொண்ட உலோகத்தின் மின் அழுத்தம்; E_0, அதன் நார்மல் மின் அழுத்தம; n, உலோக அயனிகளின் இணைதிறன்; C, கிராம் அயனிகள்/லிட்டர் அலகில் கரைசலில் இவ்வயனிகளின் அடர்வு.

எடுத்துக்காட்டாக, சிங்கின் மின்அழுத்தம் $0{\cdot}001M$ அடர் வுடைய அதன் உப்புக் கரைசலில்,

$$E = -0.763 + \frac{0.058}{2} \log 10^{-3} = -0.85 \text{ வோல்ட்.}$$

$[H^+] = 10^{-7}$ ஆக உள்ள நடுநிலைக் கரைசலில் ஹைட்ரஜன் மின் முனையின் மின் அழுத்தம் = -0.41 வோல்ட்டாகும்.

கால்வானிக் கலன்களை அமைக்கும்போது, உலோகங்களை உலோகங்கள் இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் வினைகளைத் தவிர, ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகள் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன; சில சமயங்களில் அலோகங்களும் பங்குபெறுகின்றன. விளக்கம்

தருவதற்காக, ஹாலஜன்களின் நார்மல் மின்அழுத்தங்கள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

F/F^-	Cl/Cl^-	Br/Br^-	I/I^-
+2·85	+ 1.36	+ 1.07	+ 0.54

191. உலோகங்களின் அரிமானம்

எந்த ஒரு உலோகமும், வாயு நிலையிலுள்ள அல்லது நீர்ம நிலையிலுள்ள ஊடகத்துடன் தொடர்புகொள்ளும்போது, அதன் புறப்பரப்பு ஏறக்குறைய சிறிது விரைவாகத் தேய்கிறது. இதற்குக் காரணம், உலோகத்திற்கும் காற்றிலுள்ள வாயுக் களுக்கும் அல்லது நீர் மற்றும் அதில் கரைந்து உள்ள பொருள் களுக்கும் இடையே நிகழும் வேதியியல் வினையாகும்.

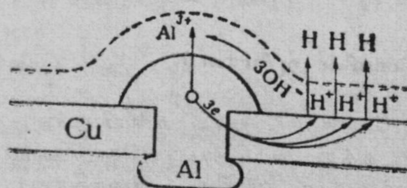
சூழ்நிலை ஊடகத்தின் செயல் காரணமாக, உலோகங்களின் எந்தவித அழிவும் அரிமானம் எனப்படுகிறது.

உலோகங்கள் வாயுக்களுடன் பரிசம் பெறும்போது நிகழும் அரிமானம் மிகவும் எளியது. உலோகத்தின் மேற்பரப்பு அதன் ஆக்ஸைடுகள், சல்ஃபைடுகள், கார கார்பனேட்டுகள் ஆகிய வற்றின் ஏடுகளினல் மூடப்பட்டுவிடுவதால், உலோகம் மேலும் வாயுக்களினல் பாதிக்கப்படுவது தடைபட்டுவிடுகிறது.

உலோகம்,ஒரு நீர்ம ஊடகம். எடுத்துக்காட்டாக, நீர் மற்றும் அதில் கரைந்துள்ள பொருள்களுடன் பரிசம் பெற்றிருக்கும்போது நிகழ்வது வேருக உள்ளது. இவ்வகையில் உண்டான சேர்மங்கள் கரைந்து அரிமானம் மேலும் உலோகத்தினூடே ஆழமாக நிகழ் வதற்கு வழி வகுக்கின்றன. மேலும், கரைந்த உப்புகளைக் கொண்டுள்ள நீர் ஒரு மின் கடத்தியாகும்; இது மின் வேதியிய வினைகளை ஊக்குவிக்கிறது. இவ்வினைகள் விரைவான அரிமானத் திற்குக் காரணமாக உள்ளன.

தூய உலோகங்கள் பெரும்பாலும் அரிமானத்திற்கு உட்படுவ தில்லை. மிகவும் தூய நிலையில் இருப்பின் அயர்ன்கூட எளிதில் துருப்பிடிப்பதில்லை. ஆனல் சாதாரண தொழில்துறை உலோகங்கள் எப்போதும் பல்வேறு மாசுக்களைப் பெற்றுள்ளன; இது அரிமானத்தை அதிகப்படுத்துகிறது.

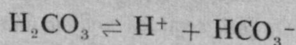
மாசுக்கள் உலோகங்களின் அரிமானத்தைப் பாதிக்கும் காரணத்தைப் புரிந்து கொள்வதற்கு, ஈரக் காற்றில் இரண்டு வெவ்வேறு உலோகங்கள் ஒன்றோடு ஒன்று பரிசம் பெறும்போது நிகழ்வதைக் கவனிப்போம்.



படம் 119.

காப்பருடன் பரிசம் கொண்ட அலுமினியம் அரிமானம் அடையும் விளக்கப் படம்.

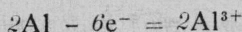
எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு காப்பர் தகட்டில் அலுமினியம் ஆணி இருப்பதாகக் கொள்வோம் (படம் 119). எல்லா திண்மங்களும் அவற்றின் பரப்பின்மீது காற்றிலுள்ள ஈரத்தை ஊன்றிக் கொள்வதால், எடுத்துக்கொண்ட உலோகங்களின் பரப்பிலும் ஒரு மெல்லிய நீர் ஏடுபடியும். ஆனால், நீர், நாம் அறிந்ததுபோல மிகமிகக் குறைவான H^+ அயனிகளாகவும் OH^- அயனிகளாகவும் பிரிகின்றது; மேலும் நீரில் கரைந்த CO_2 கார்போனிக் அமிலமாக மாறுகிறது. இவ்வமிலம் பின்வருமாறு அயனியாகிறது :



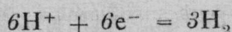
$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

எனவே, ஒரு வகையில் காப்பரும் அலுமினியமும் H^+, OH^- மற்றும் HCO_3^- அயனிகளைக் கொண்ட கரைசலில் அமிழ்ந்து இருப்பதாகக் கொள்ளலாம். இது அலுமினியத்தை எதிர்மின் முனையாகவும் காப்பரை நேர்மின் முனையாகவும் கொண்ட ஒரு கால்வானிக் மின்கலமாகும். உலோகங்களிடையே நெருங்கிய பரிசம் இருப்பதன் காரணமாக, கலம் [illegible]க்கு மின்னோட்டத்தை பெற்று அதனல் தொடர்ந்து செயல்படுகிறது: அலுமினியம் அயனிகளைக் கரைசலினூடே வெளிவிட்டுக்கொண்டே இருக்கிறது; அதிகமாக உள்ள எலெக்ட்ரான்கள் காப்பரை நோக்கிச் செல்கின்றன. இவை காப்பரின் பரப்பின் மீது ஹைட்ரஜன் அயனிகளை விடுவிக்கின்றன. கரைசலில் Al^{3+} அயனிகள் OH^-

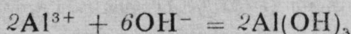
அயனிகளுடன் இணைந்து $Al(OH)_3$ உண்டாக்குகிறது. இது அலுமினியத்தின் பரப்பின் மீது பிரிகிறது :



$$2Al - 6e^- = 2Al^{3+}$$



$$6H^+ + 6e^- = 3H_2$$

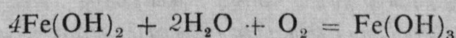


$$2Al^{3+} + 6OH^- = 2Al(OH)_3$$

இதன் காரணமாக அலுமினியம் மிக விரைவில் அரிமானம் அடைகிறது.

சில வலிமை குறைந்த உலோகங்களுடன் இருக்கும்போது, எடுத்துக்காட்டாக காப்பருடன் இருக்கும்போது, அயர்ன் அரிமானம் அடைவது மிகவும் சிக்கலானது. அயர்ன் ஈரிணை திறனுடைய Fe^{2+} அயனிகளைக் கரைசலின் ஊடே வெளிப்படுத்துகிறது. இவை ஹைட்ராக்சில் அயனிகளுடன் இணைந்து $Fe(OH)_2$ ஆக மாறுகின்றன. அதே சமயத்தில் எலெக்ட்ரான்கள் அயர்னிலிருந்து காப்பருக்கு சென்று அதன் பரப்பில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளை மின் இறக்கம் பெறச் செய்கின்றன.

வளிமண்டல ஆக்ஸிஜன் மற்றும் நீரின் முன்னிலையில் $Fe(OH)_2$ ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடாக $Fe(OH)_3$ ஏற்றம் அடைந்து துருவாக மாறுகிறது.



$$4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = Fe(OH)_3$$

மேற்கண்ட எடுத்துக்காட்டுகளில் அலுமினியமும் அயர்னும் வலிமை குறைந்த உலோகத்துடன், அதாவது காப்பருடன் தொடர்பு கொண்டிருந்தமையால் அரிமானம் அடைந்தன. தொழில்துறை உலோகங்களில் காணப்படும் பல்வேறு மாசுக்கள் மேலே காப்பர் செயல்பட்டதுபோல செயல்பட்டு அரிமானத்தை அதிகரிக்கச் செய்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, சாதாரண எஃகை நுண்நோக்கியைக் கொண்டு பார்த்தால், அதில் தூய அயர்னின் சிறு மணிகள் அயர்ன் கார்பைடின் அல்லது செமன்டைட்டின், Fe_3C சிறு மணிகள் மற்றும் பிற மாசுக்களுடன் மிகவும் நெருக்கமாக கலந்து காணப்படுகின்றன. எனவே, பல எண்ணிக்கையில் கால்வானிக் இணைகள் தோன்றுகின்றன; செமன்டைட் மணிகள் நேர்மின் முனைகளாகவும், அயர்ன், மணிகள் ..திர்மின் முனைகளாகவும் செயல்படுகின்றன. எஃகு ஈரமான காற்..ன் பரிசம் பெறும்போது, கால்வானிக் மின்னோட்டம் உண்டாகி ..னம் நிகழ்கிறது. மாசுக்கள், பிற உலோகங்கள்

அரிமானம் அடைவதையும் இவ்வாறே அதிகரிக்கச் செய்கின்றன.

அலுமினியம், சிங்க், அயர்ன் மற்றும் பொதுவாக emf வரிசையில் ஹைட்ரஜனுக்கு மேலாக உள்ள உலோகங்கள் அரிமானம் அடைவது, கரைசலிலிருந்து ஹைட்ரஜனை அயனிகளை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் அவற்றின் தன்மையையும் மற்றும் உலோகங்கள் அயனிகளாக கரைசல்களின் ஊடே செல்வதையும் குறைக்கச் செய்கிறது. இதுபோன்ற வினைகளில் குறைந்த வலிவுடைய உலோகத்தின் பரிசத்தினுல் நிகழும் துரிதத்தை மிகவும் தெளிவான முறையில் பின்வரும் சோதனையைக் கொண்டு விளக்கலாம்.

நீர்த்த அமிலக் கரைசலைக் கொண்டுள்ள ஒரு சோதனைக் குழாயில் ஒரு துண்டு வேதியியத் தூயசிங்க் உலோகத்தைப் போடுக. பெரும்பாலும் சிறிது ஹைட்ரஜன்கூட வெளிப்படுவதைக் கண்டறிய முடியாது. எவ்வினையும் நிகழாமல் இருப்பதற்குக் காரணம், Zn^{2+} அயனிகள் கரைசலின் ஊடே செல்லத் துவங்கியதும் அவை நீரேற்றம் அடைந்து, நேர்மின் சுமையைக் கொண்ட அயனிகளின் ஏடு சிங்கைச் சுற்றி உண்டாவதேயாகும். இவ்வேடு, ஹைட்ரஜன் அயனிகளை சிங்க் பரப்பின்மீது தொடர்பு கொள்ள வரவிடாமல் தடுத்து அவற்றிடம் இருந்து எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்வதால், சிங்க் கரைவது நின்றுவிடுகிறது. ஆனல், சிங்கின் பரப்பை ஒரு பிளாட்டினம் அல்லது காப்பர்கம்பியால் மேலாகத் தொட்டால், ஒரு கால்வானிக் இணை தோன்றி உடனடியாக ஹைட்ரஜன் தீவிரமாக கம்பியின் பரப்பிலிருந்து வெளிப்பட்டு வருகிறது. எலெக்ட்ரான்கள் சிங்கிலிருந்து பிளாட்டினத்திற்குச் (அல்லது காப்பர்) சென்று பின் அதிலிருந்து ஹைட்ரஜன் அயனிகளுக்குச் செல்கின்றன; சிங்க் மேலும் மேலும் அயனிகளைக் கரைசலின் ஊடே செலுத்திக் கொண்டே படிப்படியாகக் கரையத் தொடங்குகிறது (படம் 120).

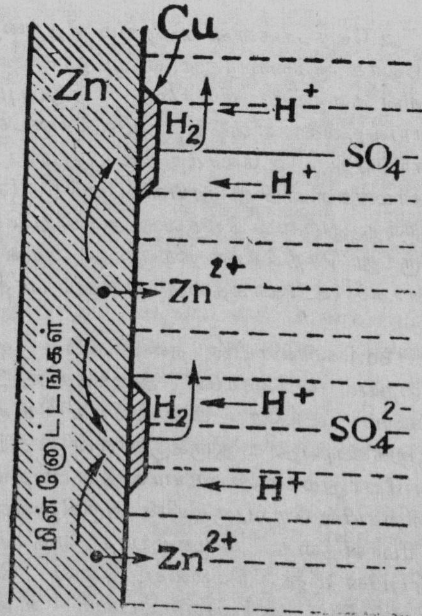
சில துளிகள் $CuSO_4$ கரைசலை அமிலத்துடன் சேர்க்கும் போதும் இதே விளைவு கண்டறியப்படுகிறது: சிங்க் காப்பரை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது; இதன் பரப்பு உலோகக் காப்பரின் படலத்தின் பூச்சைப் பெறுகிறது. இதனுல் ஒரு கால்வானிக் சிங்க்-காப்பர் இணை உண்டாகிறது; இது, வோல்ட்டா மின் கலத்தில் உள்ளதைப் போன்று செயல்படுகிறது. இக்காரணத்தி னுல்தான் காப்பர் முலாமைக் கொண்ட சிங்க் அமிலத்திலிருந் ஹைட்ரஜனைத் தீவிரமாக இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது; ஆ

ஹைட்ரஜன் வெளிப்படுவது சிங்க் பரப்பில் அல்லாது காப்பரினுடைய பரப்பில் நிகழ்கிறது (படம் 121).



படம் 120

காப்பர் அல்லது பிளாட்டினம் கம்பியைத் தொட்டுக் கொண்டுள்ள தூய Zn அமிலங்களில் கரைதல்



படம் 121

காப்பர் முலாம் கொண்ட Zn சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைதல்

மாசுக்களைக் கொண்ட சாதாரண வாணிப முறையில் பயன்படும் சிங்க் இதுபோலவே செயல்படுகிறது.

உலோகம் அமிலத்தில் கரையும் வேக வீதத்தை மாசுக்களோடு மற்ற காரணிகளும் பாதிக்கச் செய்கின்றன. இவை, உலோகத்தின் அமைப்பு, அதனை வினைபுரியச் செய்யும் முறை, அமிலத்தின் பண்புகள் ஆகியவையாகும். ஆனல், எல்லாவற்றிலுமே, அமிலத்துடன் சில பொருள்களைச் சேர்ப்பதன் மூலம் உலோகம் கரையும் வீதத்தை குறையச் செய்யமுடியும்; இப்பொருள்கள் முக்கியமாக கரிமச் சேர்மங்களாக உள்ளன. இவற்றைத் **தடுப்புப் பொருள்கள்** (inhibitors) என்கிறேம் (அரிமானத்தை குறைப்பவை).

உலோகங்கள் மற்றும் உலோகக் கலவைகள் நடைமுறையில் அமிலங்களில் கரையாது இருக்கும் அளவிற்கு அமிலங்களில்

சேர்க்கப்பட்டத் தடுப்புப் பொருள்கள் செயல் திறம் உள்ளவைகளாக சில சமயங்களில் காணப்படுகின்றன.

உலோகங்களின் கரையும் வீதத்தை குறையச்செய்யும்போது உலோக ஆக்ஸைடுகள், ஹைட்ராக்ஸைடுகள் மற்றும் பிறபொருள்களின் கரையும் வீதத்தை தடுப்புப்பொருள்கள் பாதிக்கச் செய்வதில்லை. எனவே, அமிலங்களுடன் தடுப்புப் பொருள்களைச் சேர்ப்பது, உலோகத்தின் பரப்பை அதன்மீது படிந்துள்ள சேர்மங்களினின்று தூய்மைப்படுத்த (எடுத்துக்காட்டாக, அயர்னிலிருந்து துருவை நீக்குவது அல்லது கொதிகலன்களின் சுவர்களிலிருந்து செதில்களை நீக்குவது) அமிலங்களைத் தகுதியுடையவைகளாகச் (உலோகத்தை சிறிதும் பாதிக்காதவாறு) செய்கிறது.

cmf வரிசையில் தனிமங்கள், அவற்றின் வலிமைத் தன்மை குறையும் வரிசையில் அமைக்கப்பட்டிருப்பதால், வரிசையில் மிகவும் உயரே உள்ள தனிமம் மிகவும் எளிதின் அரிமானம் பெறக்கூடியதாக இருக்கும் என எதிர்பார்க்கலாம்; ஆனல் இது எப்போதும் உண்மையாக இருப்பதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, வரிசையில் மேற்பகுதியின் அருகிலுள்ள அலுமினியம் வளிமண்டல அரிமானத்தை முழுமையாக எதிர்க்கிறது. அலுமினியத்தின் பரப்பின் மீது மெல்லிய, ஆனல் செறிவான ஒரு எலாஸ்டிக் அலுமினிய ஆக்ஸைடு படலம் உண்டாவதுதான் இந்நிலைத் தன்மைக்குக் காரணமாகும். இப்படலம் அலுமினியத்தை அதன் சுற்றுபுறத்திலிருந்து துண்டித்து விடுகிறது. உண்மையில், இப்படலத்தை ஏதேனும் ஒரு முறையில் அழித்துவிட்டால், மிகத் தீவிர அரிமானம் நிகழத் தொடங்குகிறது.

ஒரு அலுமினியம் தகட்டை குருந்தக்கல் (emery) காகிதம் கொண்டு நன்கு தேய்த்து தூய்மைப்படுத்தி பின் அரிக்கும் மற்றும் பதங்கமாகும் $HgCl_2$ கரைசலில் நனைத்து எடுத்திடுக. அலுமினியம் மெர்க்குரியை இடப்பெயர்ச்சி செய்து அத்துடன் இரசக் கலவையை உண்டாக்குகிறது. இது பாதுகாப்பு படலம் உண்டாவதைத் தடுக்கிறது. இதுபோன்ற தகட்டைக் காற்றில் விட்டு வைத்திருந்தால், அது விரைவில் அரிமானத்தினல் உண்டான $Al(OH)_3$-ன் இறுக்கமில்லாத ஏடுகளினல் மூடப்படுகிறது.

இங்கு, அலுமினியத்திற்கும், அதனைவிடகுறைந்த வலுவுடைய மெர்க்குரிக்கும் இடையே உள்ள பரிசமும் அரிமானத்தைத் துரிதப்படுத்துகிறது.

உலோகப் பரப்பின் மீது படிந்திருக்கும் ஆக்ஸைடு படலம் அல்லது வேறு ஏதேனும் ஒரு சேர்மம் செறிவானதாகவும் போதுமான அளவிற்கு வலுவானதாகவும் மற்றும் நீரில் கரையாத தாகவும் இருந்தால்தான், அது பாதுகாப்புப் படலமாகச் செயல் பட முடியும். இல்லையெனின் அது அரிமானத்தை தடுக்கக் கூடியதாக இருக்காது. எடுத்துக்காட்டாக, அயர்ன் மீது தோன்றும் துரு அயர்னை மேலும் அரிமானம் அடையதவாறு தடுக்கக்கூடியதாக இல்லை; ஏனெனில் துரு படலம் மிகவும் தளர்ச்சியானதாகவும் நொறுங்கக் கூடியதாகவும் மற்றும் உலோகத்தின் பரப்பின்மீது வலுக்குறைவான பிடிப்பைக் கொண்டதாகவும் உள்ளது.

ஒரு உலோகத்தின் மீது பாதுகாப்புப்படலம் உண்டாவதை அதிகரிக்கச் செய்யும் பொருள்களை **செயலறச் செய்யும் (Passivizing Agents) கரணிகள்** என்கிறோம். வலிய ஆக்ஸிஜ னேற்றிகள் பெரும்பாலான உலோகங்களுக்குச் செயலறச்செய்யும் கரணிகளாகச் செயல்பட முடியும். அயர்னுக்கு சிறந்த செயலறச் செய்யும் கரணியாக OH^- அயனியும் செயல்படுகிறது.

மேலே கூறப்பட்டது போன்று, பல வலிய உலோகங்கள் அவற்றை அடர்நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்ததும், மிகவும் மெல்லிய கண்ணுக்குப் புலனாகாத ஒரு ஆக்ஸிபடலம் அவற்றின் பரப்பின் மீது உண்டாவதின் காரணமாக செயலறு தன்மையைப் பெறுகின்றன. இப்படலம் உலோகம் மேலும் ஏற்றம் அடைவதைத் தடுக்கிறது. இதுபோன்ற ஆக்ஸைடு படலங்கள் இருப்பது மீள் கதிர் முனைவாதல் முறை, X-கதிர் முறை போன்ற பல்வேறு முறைகளால் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது.

ஆக்ஸைடு படலக் கொள்கையை இன்றைய நூற்றாண்டின் ஆரம்பத்தில் விரிவான முறையில் வளர்த்து உருவாக்கியவர் V. கிஸ்தியகோவிஸ்கி (*1865-1952*) ஆவர்.

சில பொருள்கள் உலோகத்தின் பாதுகாப்புப்படலத்தின் வலிவைக் குறைக்கவோ அல்லது படலத்தை அழிக்கவோ செய்து அரிமானம் நிகழ்வதை அதிகரிக்கச் செய்கின்றன. இதுபோன்ற பொருள்களை கிளர்வுறச் செய்யும் கரணிகள் (activizing agents) என்கிறோம்.

குளோரைடு அயனி, Cl^- மிகவும் சக்தி வாய்ந்த (கிளர்வுற) செய்யும் பொருளாக உள்ளது. கடலில் நீருக்கு அடியிலுள்ள கலன்களின் உலோகப் பகுதிகள் விரைவாக அழிவுறுவதற்கு,

முக்கிய காரணம் கடல்நீரில் Cl^- அயனி இருப்பதுதான். பெரும்பாலான உலோகங்களுக்கு மிகவும் சக்திவாய்ந்த செயலுறு பொருளாக இருப்பது ஹைட்ரஜன் அயனியாகும். நீரில் கரைந்துள்ள ஆக்ஸிஜனும், வினையின் முதன்மையான வினை பொருள்களை நீக்குவதன்மூலம் அரிமானத்தை வெகுவாக துரிதமடையச் செய்கிறது; (எடுத்துக்காட்டு: அயர்ன் அரிமானம் அடைவதில், $Fe(OH)_2$-ஐ $Fe(OH)_3$ ஏற்றம் செய்வதன் மூலம்) இவ்வாறு மீள்வினை நிகழாதவாறு செய்து விடுகிறது.

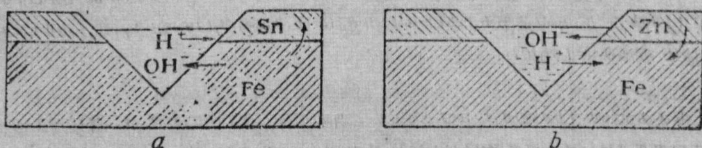
உலோகங்களின் அரிமானத்தால் உண்டாகும் இழப்புமிகமிக அதிகமாகும். எடுத்துக்காட்டாக, ஒவ்வொரு ஆண்டும் அரிமானத்தினுல் அழிக்கப்படும் அயர்னின் அளவு உலக உற்பத்தியின் அளவில் நான்கில் ஒரு பங்காக உள்ளது என கணக்கிட்டு அறியப்பட்டுள்ளது. இதன் காரணமாகத் தான் அரிமான முறைகளைப் பற்றிய படிப்பு, மற்றும் அதனைத்தடுப்பதற்கானச் சிறந்த வழிமுறைகளைக் கண்டுபிடிப்பதற்கான ஆய்வு ஆகியவை நம் கவனத்தைக் கவர்கின்றன.

அரிமானத்தைத் தடுப்பதற்கு பல வெவ்வேறு முறைகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இவற்றுள் மிகவும் எளியதாக இருப்பது, எண்ணெய்ப்பூச்சு, வார்னிஷ் பூசுதல், மெருகிடுதல் அல்லது வேறொரு உலோகத்தின் மெல்லிய ஏட்டை உலோகத்தின் மீது படியச் செய்தல் ஆகியவற்றுள் ஏதேனும் ஒன்றைச் செய்வதன் மூலம் உலோகத்திற்கும் அதன் சுற்றுப்புறங்களுக்கும் நேரடித் தொடர்பு இல்லாதவாறு செய்தலாகும். அறிமுறையின் அடிப்படையில் மிகவும் முக்கியமானதாக இருப்பது ஒரு உலோகத்தை வேறொரு உலோகத்தின் மீது பூசுவதாகும். இதன் விளைவைக் கவனிப்போம்.

அரிமானம் எப்போதும் உலோகத்தின் பரப்பில் துவங்குவதால், உலோகத்தின் மீதுள்ள பாதுகாப்புப் படலம் அப்படியே சேதமுருமல் இருக்கும் வரைக்கும் எடுத்துக் கொண்ட பொருள் முழுவதுமாகப் பாதுகாக்கும் பொருளைப் பெற்றிருப்பதுபோல் செயல்படும். ஆனல், பாதுகாப்புப் படலத்தில் கீறல்கள், பிளவுகள் போனறவை தோன்றின், இவ்விடங்களில் அரிமானம் நிகழ்வதற்குச் சாதகமான சூழ்நிலைகள் உடனடியாக உண்டாகி விடுகின்றன. இருப்பினும், மின் வேதியிய வரிசையில் எடுத்துக் கொண்ட உலோகங்களின் சார்பு இடங்களைப் பொருத்து அரிமானம் நிகழும் வழிமுறை வேறுபட்டுக் காணப்படலாம்.

e m f வரிசையில் பாதுகாக்கப்படவேண்டிய உலோகத்திற்குக் கீழாக பாதுகாக்கும் உலோகம் இருக்கும்போது, எதிர்மின் முனை பூச்சு (cathode coating) என்றழைக்கப்படும் செயலை முதலில் கவனிப்போம். இதற்கு ஒரு மாதிரி எடுத்துக்காட்டாக இருப்பது, டின் பூசப்பட்ட அயர்ன் (வெள்ளை டின்) அரிமானம் அடைவதாகும். டின் அதுவாகவே மிகவும் நிலையானது; அயர்ன் மீது டின் பூச்சு சேதமடையாமல் இருக்கும்வரை அதனை மிகவும் சிறந்த முறையில் பாதுகாக்கிறது. இருப்பினும், பாதுகாக்கும் பூச்சு அதன் முழுமையை இழக்குமாயின், மற்றும் பூச்சு இல்லாத இடம் ஈரம்படும்படியாக இருப்பின், ஒரு கால்வனின் இணை உண்டாகிறது; இதில் டின் நேர்மின் முனையாகவும் (cathode) அயர்ன் எதிர்மின் முனையாகவும் (anode)செயல்படுகின்றன.[1]

எலெக்ட்ரான்கள் அயர்னின் பாதுகாப்பு இல்லாத பரப்பிலிருந்து டின்னை நோக்கிச் செல்கின்றன; இங்கு இவை ஹைட்ரஜனை விடுவிக்கின்றன. அயர் ன் மேலும் மேலும் அயனிகளைக் கரைசலினூடே செலுத்தி தேய்கிறது (படம் 122a). எனவே, டின் பூசப்பட்ட அயர்னில் பூச்சு சேதமடைந்த இடத்தில் துரு பிடிப்பது பூசப்படாத அயர்னில் நிகழ்வதைவிட மிக விரைவாக நிகழ்கிறது.



படம் 122

அரிமானத்திற்கான விளக்கப் படம்:
a. டின் பூசிய அயர்ன்; b. நாகம்பூசிய அயர்ன்

பாதுகாக்கும் உலோகம் பாதுகாக்கப்பட்ட உலோகத்தை விட e m f வரிசையில் உயர்வான இடத்தில் இருப்பின் அரிமானம்

[1] கால்வனிக்கலம் வேலை செய்யும்போது, எந்த மின் முனையிலிருந்து நேர் மின் அயனிகள் பிரிந்து வருகின்றனவோ அந்த மின்முனை anode என்றும், எந்த மின்முனையை நோக்கி நேர்மின் அயனிகள் பெயர்ந்து சென்று அங்கு மின்னேற்றத்தை விடுகின்றனவோ அந்த மின்முனை cathode என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன என்பதை வாசகர்களுக்கு நினைவு கூறுகிறோம்,

இந்த மின்முனைகளின் பெயர்களுக்கும் அவற்றின் குறிகளுக்கும் எவ்விதத் தொடர்பும் இல்லை என்பதை நினைவு கொள்ள வேண்டும். கால்வனிக் கலன்களில் anode என்பது எதிர்மின் முனையாகவும் cathode எனபது நேர்மின் முனையாகவும் உள்ளன; ஆனால், மினனாற் பகுத்தலில், மாறாக, cathode என்பது எதிர்மின் முனையாகவும் (மின் கலத்தின் எதிர் மின் முனையுடன் இணைக்கப்பட்டிருப்பது) anode என்பது நேர்மின் முனையாகவும் உள்ளன.

ஒரு முற்றிலும் மாறுபட்ட முறையில் நடைபெறுகிறது. எடுத்துக் காட்டு: நாகம் பூசிய அயர்ன் (**நேர்மின் பூச்சு**) இங்கும் பாது காக்கும் படலம் சேதமடைந்து விட்டால் ஒரு கால்வனிக் இணை தோன்றுகிறது; ஆனால் இங்கு அயர்ன் நேர்மின் முனையாகவும் (cathode) சிங்க் எதிர்மின் முனையாகவும் (anode) செயல்படு கின்றன; எனவே எலெக்ட்ரான் சிங்கிலிருந்து அயர்னுக்குச் செல் கின்றது. இதன் காரணமாக சிங்க் தேய்கிறது; அயர்ன் அப்படியே இருக்கிறது (படம் 122 b) சிங்க் தேய்வது அது முழு மையாக மறையும்வரை நடைபெறுகிறது. இதற்கு நீண்டகாலம் தேவைப்படுகிறது.

ஒரு உலோகத்தைப் பாதுகாக்க, அதனைவிட வலுவான ஒரு உலோகத்தைக் கொண்டு பூச்சு தருவது சிறந்தது என மேற் கண்டதிலிருந்து அறியப்படுகிறது. இருப்பினும் வேறு சில காரணங்கள் குறைந்த வலுவுடைய உலோகத்தைப் பயன்படுத்து வதை தேவையுடையதாகச் செய்கின்றன.

அரிமானத்திற்கு எளிதில் உட்படும் அயர்னைப் பாதுகாப்பது நடைமுறையில் மிகவும் அவசியமாகும். இதற்காக சிங்கை பயன் படுத்துவது போல மிகவும் வலிய உலோகங்களில் ஒன்றான காட்மியமும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது சிங்கைப் போலவே செயல்படுகிறது. குறைந்த வலுவுடைய உலோகங்களில் அயர்ன் மீது பூச்சுத் தருவதற்காகப் பெரிதும் பயனாகுபவை டின், காப்பர் மற்றும் நிக்கலாகும்.

நிக்கலின் பூச்சைக் கொண்ட அயர்ன் சாமான்கள் அழகானத் தோற்றத்துடன் காணப்படுகின்றன. இதனால் நிக்கல் பூச்சுத் தருவது மிகவும் பரவலாகப் பயன்படுகிறது.

நிக்கல் படலம் சேதமடைந்து விட்டால், அரிமானம் காப்பர் பூச்சில் (அல்லது டின்) நிகழ்வதைவிட குறைந்த செறிவுடனேயே நிகழ்கிறது; ஏனெனில், மின் அழுத்தங்கள் வேறுபாடு காப்பர்—அயர்ன் இணைக்கு இருப்பதைவிட மிக மிகக் குறைவாக உள்ளது.

அரிமானம் தடுப்பிற்கான வேறொரு குறிப்பிடத் தகுந்த முறை பாதுகாக்கும் பொருளைப் பயன்படுத்தும் முறையாகும். இங்குப் பாதுகாக்கப்படவேண்டிய உலோகத்தை அதிக பரப்பைக் கொண்ட அதிக வலுவுடைய ஒரு உலோகத்துடன் பரிசம் பெறும் படிச் செய்ய வேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, நீராவிக் கொதி

கலன்களில் கால்வனிக் கலன்களை உண்டாக்குவதற்காகஅவற்றின் சுவர்களை ஒட்டியவாறு சிங்க் தகடுகள் வைக்கப்படுகின்றன.

192. தாதுக்களிலிருந்து உலோகங்களைப் பிரித்து எடுத்தல்

இயற்கையில் காணப்படும் பெரும்பாலான உலோகங்கள் பிற தனிமங்களுடன் கூடிய நிலையில் சேர்மங்களாகவே காணப்படுகின்றன.

ஒரு சில உலோகங்களே தனி நிலையில் காணப்படுகின்றன. இவற்றைத் தனிமநிலை உலோகங்கள் (native) என்கிறோம். கோல்டு மற்றும் பிளாட்டினம் முழுமையாகவும், சில்வர் மற்றும் காப்பர் ஓரளவிற்கும் தனிமநிலையில் காணப்படுகின்றன; சில சமயங்களில், மெர்க்குரி, டின் மற்றும் பிற தனிமங்களும் தனி நிலையில் கிடைக்கின்றன:

கோல்டும் பிளாட்டினமும் இயந்திரப் பிரிப்பு முறையில் அவற்றின் மாசுக்களினின்று பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, நீரில் கழுவி அல்லது பல்வேறு கரைப்பான்களில் கரைத்து பின் கரைசலிலிருந்து வீழ்படிவாக்கி பெறப்படுகின்றன. பிற எல்லா உலோகங்களும், இயற்கையில் காணப்படும் அவற்றின் சேர்மங்களை வேதியிய முறைக்கு உட்படுத்தி பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

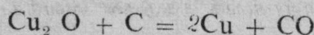
வாணிப முறையில் பிரித்தெடுப்பதற்கு உகந்ததான உலோகங்களின் சேர்மங்களை பெற்றுள்ள கனிமங்கள் மற்றும் பாறைகள் **தாதுக்கள் (ores)** எனப்படுகின்றன. உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகள் சல்ஃபைட்டுகள் மற்றும் கார்பனேட்டுகள் மிகவும் முக்கியத் தாதுக்களாக உள்ளன.

தாதுக்களிலிருந்து உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையைப் பிரித்தெடுக்கும் **உலோகவியல்** என்கிறோம். இது வேதியியத் தொழில் துறையின் மிகப் பழைய கிளைகளுள் ஒன்றாகும்.

தாதுக்களில் இருந்து உலோகங்களைப் பிரித்தெடுப்பதில் மிகவும் முக்கிய முறையாக இருப்பது, நிலக்கரி அல்லது சுட்டக் கரியைக் கொண்டு அவற்றின் ஆக்ஸைடுகளை ஒடுக்குவதன் அடிப்படையில் அமைந்ததாகும்.

எடுத்துக்காட்டாக, சிவப்பு காப்பர் தாதுவை, Cu_2O சுட்டக் கரியுடன் கலந்து நன்றாகச் சூடு செய்தால் சுட்டகரி ஆக்ஸைடை

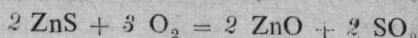
ஒடுக்குகிறது. சுட்டக்கரி கார்பன் டை ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. காப்பர் உருகிய நிலையில் கிடக்கிறது.



$$Cu_2O + C = 2Cu + CO$$

அயர்ன் தாதுக்களிலிருந்து வார்ப்பு அயர்னை உருக்கிப் பிரிப்பதற்கும், டின்ஸ்டோனிலிருந்து SnO_2 டின்னைப்பெறுவதற்கும் மற்றும் பிற உலோகங்களை அவற்றின் ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து ஒடுக்கிப் பெறுவதற்கும் மேற்கண்டது போன்ற முறையே பயன் படுத்தப்படுகிறது.

சல்ஃபைடு தாதுக்களை எடுத்துக் கொள்ளும்போது, முதலில் சல்ஃபைடுகள் உரிய அல்லது தகுதியான உலைகளில் இட்டு ஆக்ஸைடுகளாக மாற்றப்படுகின்றன. பிறகு கிடைக்கும் ஆக்ஸைடு கள் நிலக்கரியினால் ஒடுக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு :

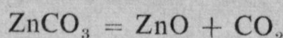


$$2\,ZnS + 3\,O_2 = 2\,ZnO + 2\,SO_2$$



$$ZnO + C = Zn + CO$$

தாது கார்பனேட்டாக இருக்கும்போது, ஆக்ஸைடுதாதுவைப் போலவே இதனையும் நேரடியாக நிலக்கரியுடன் சேர்த்து ஒடுக்கம் பெறச் செய்யலாம்; ஏனெனில் சூடு செய்யும்போது கார்பனேட்டுகள் உலோக ஆக்ஸைடாகவும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடாகவும் சிதைகின்றன. எடுத்துக்காட்டு:



$$ZnCO_3 = ZnO + CO_2$$

பொதுவாகதாதுக்களில்உலோகத்தின் சேர்மத்தோடு மணல் களிமண் மற்றும் சுண்ணும்புக்கல் போன்ற பல மாசுக்களும் கலந்து இருக்கும். இவற்றை உருக்குவது மிகவும் கடினம். உருகுவதை எளிதாக்குவதற்காக பல்வேறு பொருள்கள் தாதுவுடன் சேர்க்கப் படுகின்றன. இவை தாதுக்களிலுள்ள மாசுக்களுடன் கூடி; கசடுகள் (slags) என்றழைக்கப்படும் உருகும் பொருள்களாக மாறுகின்றன. இதற்காகத் தாதுவுடன் சேர்க்கப்படும் பொருள் களை இளக்கிகள் (fluxes) என்கிறோம். மாசு சுண்ணும்புக் கல்லாக இருப்பின் பொதுவாக மணலை இளக்கியாகப் பயன்படுத்து கிறோம். இது சுண்ணும்புக் கல்லுடன் கூடி கால்சியம் சிலிகேட்டை உண்டாக்குகிறது. மாறாக, தாதுவில் அதிக அளவு மணல் இருப்பின் சுண்ணும்புக் கல் இளக்கியாகச் சேர்க்கப்படுகிறது.

சில தாதுக்களில் மாசுக்களின் அளவு, உலோகங்களை நேரடியாக உருக்கிப் பிரித்தெடுப்பது இலாபகரமாக இல்லாத அளவிற்கு மிகையாக உள்ளன. இதுபோன்ற தாதுக்கள் முதலில் ''அடர்ப்பிக்கப்பட்டு'' அவற்றிலுள்ள மாசுக்கள் ஓரளவிற்கு நீக்கப்

படுகின்றன. தாதுவை அடர்பிப்பதற்கு மிகவும் பரவலாக பயனுவது **நுரை மிதப்பு முறையாகும்** (flotation). இம்முறை தூய தாதுவும், தூய மாசும் ஈரமாகும் தன்மையில் பெற்றிருக்கும் வேறுபாட்டின் அடிப்படையில் அமைந்ததாகும்.

நுரைமிதப்பு முறையை செயல்படுத்தும் நுட்பம் மிகவும் எளிதானது. ஒரு உலோக சல்ஃபைடையும் ஒரு சிலிக்கேட் மாசுவையும் கொண்ட தாது நன்கு பொடியாக அரைத்து பெரிய தொட்டிகளில் நீருடன் கலக்கப்படுகிறது. நிலையான நுரை உண்டாவதற்குச் சாதகமாக இருப்பதற்காக சிறிதளவு முனை வுடைய ஒரு கரிமப் பொருள் நீருடன் சேர்க்கப்படுகிறது. நீரை நன்ருகக் கலக்கி. பின் சேகரிப்பான் (collector) எனப்படும் ஒரு சிறப்பான பொருளைச் சிறிதளவு சேர்த்தால், அது எளிதில் மிதக்கப்படவேண்டிய கனிமத்தின் பரப்பில் ஊன்றிக் கொண்டு அதனை நீர் ஒட்டாதவாறு செய்கிறது.[1]

பிறகு, அடியிலிருந்து ஒரு செறிந்த காற்ருேட்டத்தைக் கலவையினூடே செலுத்தி கலவை நன்ருக கலக்கப்படுகிறது. கனிமத்தின் துகள்கள் சேகரிப்பானுடைய மூலக்கூறுகளை ஒரு படலமாக ஊன்றிக் கொண்டு பின் காற்றுக் குமிழ்களுடன் ஒட்டிக் கொண்டு பரப்பிற்கு மேலெழுந்து வந்து நுரையில் சிக்கியவாறு காணப்படுகின்றன. மாருக, நீரின்மீது நாட்டம் கொண்ட மாசுக் களின் துகள்கள் அடியில் தங்கிவிடுகின்றன. நுரையைச் சேகரித்து நீர் நீக்கினல் கிடைக்கும் அடர்வு தாதுவில் இருந்ததை விட அதிக விழுக்காடு உலோகத்தைப் பெற்றிருக்கிறது.

சில உலோகங்கள், அவற்றின் ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து கார்பனுக்குப் பதிலாக, ஹைட்ரஜன், சிலிக்கன், அலுமினியம், மக்னீசியம் அல்லது பிற தனிமங்களைப் பயன்படுத்தி ஒடுக்கம் பெறச் செய்யப்படுகின்றன.

ஒரு உலோகத்தை அதன் ஆக்ஸைடிலிருந்து ஒடுக்குவதற்காக வேருெரு உலோகத்தைப் பயன்படுத்தும் முறை உலோக அனல் முறை (metallothermy) எனப்படும். முக்கியமாக அலுமினியம் ஒடுக்கப் பொருளாகப் பயன்படும்போது இம்முறையை அலுமினிய அனல் முறை (aluminothermy) என்கிருேம்.

[1]பல்வேறு பொருள்களைச் சேகரிப்பான்களாகப் பயன்படுத்தலாம். உயர் கொழுப்பு அமிலங்கள் மற்றும் அவற்றின் உப்புகள் (சோப்புகள்) சிறந்த சேகரிப் பான்களாகப் பயன்படும் பொருள்களுள் சிலவாகும்.

அலுமினியம் எரியும்போது வெளிப்படும் வெப்பம், மற்ற உலோகங்கள் எரியும்போது வெளிப்படுவதைவிட அதிகமாக இருக்கிறது. இதன் அடிப்படையில்தான் அலுமினியம் பயன் படுத்தப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு கிராம்-மூலக்கூறு Al_2O_3 உண்டாகும்போது 393.3 கி.கலோரிகள் வெப்பம் வெளிப் படுகிறது; ஆனால் ஒரு கிராம்-மூலக்கூறு Fe_2O_3 உண்டாகும் போது 195.2 கி.கலோரிகள் மட்டும்தான் வெளிப்படுகிறது. சேர்மம் உண்டாகும்போது வெளிப்படும் வெப்பத்தின் அளவே சேர்மம் சிதையும்போதும் உட்கொள்ளப்படுகிறது என முன்பே கூறப்பட்டுள்ளது. எனவே, அயர்ன் ஆக்ஸைடும் அலுமினியமும் கலந்த கலவையைச் சூடு செய்தால், அயர்ன் ஒடுக்கமடைவதோடு மிகையான அளவு வெப்பமும் வெளிப்படுகிறது. இம்மிகை வெப்பம், 393.3—198.1 கி.கலோரி, ஒரு கிராம் மூலக்கூறு Al_2O_3 உண்டாகும்போது வெளிப்படும் வெப்பத்திற்குச் சமமாக உள்ளது. வினையைக் கீழ்க்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்:



$$2Al + Fe_2O_3 = 2Fe + Al_2O_3 + 198{\cdot}1 \text{ கி. கலோரி.}$$

வினையைப் பொதுவாக, ஒரு குறைந்த இடவெளியில் வெகு விரைவாக, கலவையின் வெப்பநிலை 3,500°C எட்டும் அளவிற்கு நடைபெறும்படிச் செய்யப்படுகிறது. இவ் வெப்பநிலையில் அயர்ன் உருகுகிறது; அலுமினியம் ஆக்ஸைடு உருகிய அயர்ன் பரப்பின் மீது கசடாக மிதக்கிறது.

தெர்மைட் (Thermite) எனப்படும் காந்தஅயர்ன் ஆக்ஸைடும் அலுமினியமும் கலந்த கலவை ரயில் தண்டவாளங்கள் போன்ற அயர்ன் பொருள்களை உருக்கிப் பிணைப்பதற்குப் பயன்படுகிறது. இதற்காக, இணைக்கப்பட வேண்டிய தண்டவாளங்களின் முனைகளை வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருளினால் செய்யப்பட்ட ஒரு உறையினுள் வைத்து, தெர்மைட்டிலிருந்து பெறப்பட்ட உருகிய அயர்ன் இதனுள் ஊற்றப்படுகிறது. உண்டாகும் உயர் வெப்ப நிலையில் தண்டவாளங்களின் முனைகள் உருகி நீர்ம அயர்னால் பிணைக்கப்படுகின்றன.

உயர் வெப்பநிலைகளில் நிகழ்த்தப்படும் உலோகவியல் முறைகளை **வெப்ப உலோகவியல்** முறைகள் என்கிறோம். வெப்ப உலோகவியல் முறை எல்லா எஃகு மற்றும் வார்ப்பு அயர்னையும் உற்பத்தி செய்யப்படும் காப்பரில் 85-90 சத அளவையும் உற்பத்தி செய்யப் பயன்படுகிறது.

மிகக் குறைந்த அளவு உலோகத்தைக் கொண்டிருப்பதால், நுரை மிதப்பு முறையில் அடர்வு செய்யப்பட முடியாததுமான

தாதுக்களிலிருந்து உலோகங்கள் ஹைட்ரோ உலோகவியல் முறைகளில் (hiydrometallurgical methcds) பிரித்தெடுக்கப் படுகிறது. இதற்காக, மிகவும் நுண்மையாக்கப்பட்ட தாதுவை பல்வேறு வேதிக் கரணிகளுடன் (அமிலங்கள், காரங்களின் கரைசல்கள்) சேர்த்து வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது. உலோகம் கரைந்து கரைசலினூடே செல்கிறது; கரைசலிலிருந்து உலோகத்தைத் தூயநிலையில் நேரடியாகவோ அல்லது சேர்மமாகவோ வீழ்படிவு அடையச் செய்யலாம். பின் சேர்மத்திலிருந்து உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கலாம். ஹைட்ரோ உலோகவியல் முறை, முக்கியமாக 0 5% அல்லது அதற்கும் குறைவான அளவு காப்பரைக் கொண்ட ஆக்ஸைடு தாதுவிலிருந்து காப்பரைப் பிரித்து எடுப்பதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

அரிய உலோகங்கள் பொதுவாக, அவற்றின் தாதுக்களில் மிக மிகக் குறைந்த அளவில் (ஒரு விழுக்காட்டில் நூறு அல்லது ஆயிரத்தில் ஒரு பங்கு) காணப்படுகின்றன. இவ்வுலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்க தாதுக்களை முதலில் அடர்வு செய்ய வேண்டும். அடர்வு செய்யப்பட்ட தாதுவை பின் வேதியிய முறைக்கு உட்படுத்தி உலோகம் அல்லது உலோகத்தின் தூய சேர்மம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இறுதியாக உலோகம் தூய்மைப் படுத்தப்படுகிறது (பிரிவு 196-ஐ காண்க).

உலோகங்களை உற்பத்தி செய்வதற்கான வேறொரு முறை மின்பகுப்பாகும். சில அதிக வலுவான உலோகங்களை மின் பகுப்பு முறையினால் மட்டும்தான் பெறமுடிகிறது; ஏனெனில் வேறு எந்த ஒரு முறையும் இவற்றின் அயனிகளை ஒடுக்கக்கூடிய அளவிற்கு சக்தி வாய்ந்ததாக இல்லை.

193. மின்னாற் பகுப்பு

உருகிய நிலையிலுள்ள மின்பகுபொருள் அல்லது மின்பகு பொருளின் கரைசலினூடே மின்சாரத்தைச் செலுத்தும் போது நிகழும் வேதிவினை மின்னாற்பகுப்பாகும். ஒருமின்பகு பொருளின் கரைசலினூடே மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால், நேர்மின் அயனிகள் எதிர்மின் முனையைநோக்கியும், எதிர் மின் அயனிகள் நேர்மின் முனையை நோக்கியும் செல்கின்றன. இவ்விடங்களில் இவ்வயனிகள் மின்சுமைகளை இழக்கின்றன. உண்டாகும் நடுநிலை அணுக்கள் அல்லது அணுத் தொகுதிகள் கரைசலில் இருந்து பிரியவோ அல்லது ஒன்றோடு ஒன்று வினைபுரியவோ செய்து மின்பகுப்பின் இரண்டாம் விளைபொருள்கள் (seeondary electrolysis products) எனப்படும் பொருள்கள் உண்டாக்குகின்றன.

மின்பகுப்பின் வழிமுறையை நோக்கும்போது கரைசலில் மின்பகுபொருளின் அயனிகள் இருப்பதோடு, H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளும் இருக்கின்றன என்பதை நினைவிற் கொள்ள வேண்டும். இவ்வயனிகள், மின்பகு பொருளின் அயனிகளைப் போலவே, மின்புலத்தில் நகர்கின்றன; ஹைட்ரஜன் அயனிகள் எதிர்மின் முனையையும் ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் நேர்மின் முனையையும் நோக்கி நகர்கின்றன. எனவே, ஒரே சமயத்தில் எதிர்மின் முனையில் இரண்டு வகையான அயனிகள், அதாவது மின்பகு பொருளின் நேர்மின் அயனிகள் (பொதுவாக உலோக அயனிகள்) மற்றும் H^+ அயனிகள் (நீரினுடைய) விடுபடுகின்றன. இவற்றுள் எவை உண்மையில் விடுபடும் என்பது சிறப்பாக e m f மின் இயக்கவிசை வரிசையில் அவற்றின் சார்பு இடம், பின் அயனிகளின் அடர்வு, மற்றும் சிலவற்றில், அயனிகள் விடுபடும் மின்முனையினுடைய தன்மை ஆகியவற்றைச் சார்ந்துள்ளது. பொதுவாக, எந்த அளவிற்கு ஒரு உலோகம் எலெக்ட்ரான்களை எளிதில் வழங்குகிறதோ மற்றும் எந்த அளவிற்கு உயர் எதிர்மின் அழுத்தத்தைப் (உண்மை மதிப்பு) பெற்றிருக்கிறதோ, அந்த அளவிற்கு அயனிகள் எளிதில் விடுபடுவதில்லை. ஆகவே, மற்ற சூழ்நிலைகள் சமமாக இருக்கும்போது குறைந்த வலிமையுடைய கோல்டு அயனிகள் மற்றும் பிற உலோகங்களின் அயனிகள் மிக எளிதில் விடுபட வேண்டும்; (e m f) மின் இயக்கவிசை வரிசையில் உயரே உள்ள உலோகங்களின் அயனிகள் மிகவும் எளிதில் விடுபடாதவைகளாக இருக்கவேண்டும். ஹைட்ரஜனுக்கு கீழாக உள்ள எந்த ஒரு உலோகத்தின் அயனியும் H^+ அயனியை விட மிக எளிதில் விடுபடுவதால், காப்பர், மெர்க்குரி ஆகிய உலோகங்களின் உப்புகள் மின்பகுப்பு அடையும்போது, எதிர்மின்முனையின் மீது அதன் அதற்குரிய உலோகம் படிகிறது. ஹைட்ரஜனுக்கு மேலாக உள்ள உலோகங்களின் அயனிகள் ஹைட்ரஜன் அயனிகளைவிட சிறிது சிரமமாக விடுபடுகின்றன. இவை ஹைட்ரஜனைவிட அதிக உயரத்தில் இருப்பதற்குத் தகுந்தாற்போல் மிக அதிக சிரமத்துடன் விடுபடுகின்றன. எனவே, மின் அழுத்தத்தில் ஹைட்ரஜனிலிருந்து மிக அதிக வேற்றுமையைக்கொண்ட அதிக வலிமையுடைய உலோகங்களான சோடியம், பொட்டாசியம், கால்சியம், மக்னீசியம் மற்றும் அலுமினியம் ஆகியவற்றின் உப்புகளை மின்னாற் பகுக்கும்போது, பெரும்பாலும் முழுமையாக ஹைட்ரஜன் அயனிகள் மின் சுமையை இழக்கின்றன; அதனால் வாயுநிலை ஹைட்ரஜன் எதிர்மின்முனையில் விடுபடுகிறது. ஹைட்ரஜன் அயனிகள் மேலும் மேலும் மின் சுமைகளை இழக்க இழக்க, அதிக அளவில் நீர் மூலக்கூறுகள் அயனியாவதால், ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் எதிர்மின்முனையில்

சேகரமாகி கரைசல் காரத் தன்மையைப் பெறுகிறது. ஹைட்ரஜனுக்கு மேலாக அமைந்துள்ள, ஆனால் குறைந்த வலிமையுடைய உலோகங்களான சிங்க், அயர்ன், நிக்கல் போன்றவற்றின் உப்புகள் மின்பகுப்பு பெறும்போது மேற்கண்டதற்கு மாறான செயல் நடைபெறுகிறது. அறிமுறையின்படி, இங்கும் H^+ அயனிகள்தான் முதலில் விடுபடவேண்டும் என்றாலும், நடைமுறையில் எதிர்மின்முனையில் உலோகங்களே வீழ்ப்படிவடைகின்றன. இத்தெளிவான மாறுபாட்டிற்குக் காரணம், ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் மிகமிகக் குறைவான அடர்வும் மின்முனைகளின் பொருளினுடைய குறிப்பிட்ட பாதிக்கும் செயல் தன்மையும் ஆகும்; பின்னது ஹைட்ரஜன் அயனிகள் மின்சுமையை இழப்பதை பெரிதும் தடுக்கின்றது[1]

இனி, நேர்மின்முனையில் நிகழ்வது யாது எனக்காண்போம். மின்பகு பொருளின் எதிர்மின் அயனிகளும் நீரின் ஹைட்ராக்சில் அயனிகளும் இதனை நோக்கிச் செல்கின்றன. எதிர்மின் அயனிகள் ஆக்ஸிஜனைப் பெற்றில்லாமல் இருப்பின், எடுத்துக்காட்டாக Cl^-, Br^-, S^{2-} அயனிகளாக இருப்பின், ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் மின்சுமையை இழக்காமல் இவ்வயனிகளே மின்சுமையை இழக்கின்றன; ஏனெனில் ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் மிகச் சிரமத்துடன் மின்சுமையை இழக்கின்றன. எனவே, நேர்மின் முனையில் குளோரின், புரோமின் அல்லது சல்ஃபர் விடுபடுகின்றன. இருப்பினும், எதிர்மின் அயனிகள் ஆக்ஸிஜனைப் பெற்றிருப்பின் (SO_4^{2-}, NO_3^-) நேர்மின்முனையில் வாயுநிலை ஆக்ஸிஜன் வெளிப்படுகிறது. இப்போது, அமில உறுப்புகளின் அயனிகளைவிட நீரினுடைய ஹைட்ராக்சில் அயனிகளே மின் சுமையை இழக்கின்றன என்பது தெளிவு.

ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் மின்சுமையை இழக்கும் போது மின் நடுநிலை OH தொகுதிகளாக மாறுகின்றன. இவை தனித்து நிலவ முடியாததால் உடனடியாக நீர் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் மூலக் கூறுகளாகப் பிரிகின்றன.



$$4OH^- - 4e^- = 2H_2O + O_2$$

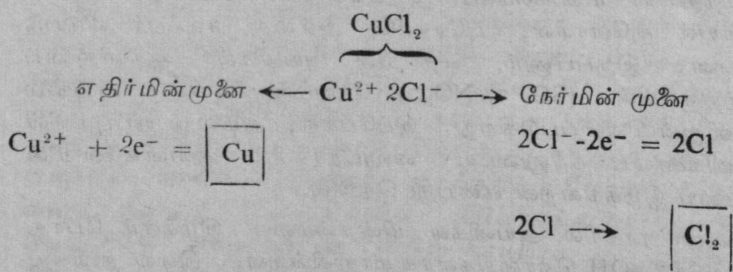
எனவே, ஆக்ஸிஜன் வெளிப்படுவதற்குக் காரணம் ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் மின்சுமையை இழப்பதேயாகும். ஹைட்ராக்சி அயனிகள் மேலும் மேலும்மின் சுமைகளை இழக்க,இழக்கநீர் மூலக் கூறுகள் அதிக அளவில் அயனியாவதால், நேர்மின் முனையில் ஹைட்ரஜன் அயனிகள் சேகரமடைகின்றன.

[1] இவைபற்றி விரிவான முறையில் சிறப்புப் பாட நூல்களில் விவரிக்கப் படுகின்றன.

இனி, பல்வேறு, மாதிரி மின்பகுப்பு வினைகளைக் கவனிப்போம்.

1. $CuCl_2$ கரைசலை மின்னாற் பகுத்தல்: கரைசல் Cu^{2+} மற்றும் Cl^- அயனிகளையும் மற்றும் நீரிலிருந்து உண்டான H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளை மிகமிகக் குறைவாகவும் பெற்றிருக்கிறது. கரைசலினூடே மின்சாரத்தைச் செலுத்தியதும் காப்பர் அயனிகள் எதிர் மின்முனையை நோக்கியும் குளோரைடு அயனிகள் நேர் மின்முனையை நோக்கியும் செல்கின்றன. ஒவ்வொரு காப்பர் அயனியும் எதிர்மின் முனையிலிருந்து இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுக்கொண்ட மின் நடுநிலை அணுக்களாக மாறி கரைசலிலிருந்து வெளிப்படுகின்றன. இதன் காரணமாக எதிர் மின்முனை படிப்படியாக காப்பர் பூச்சைப் பெறுகிறது. அதே சமயத்தில் Cl^- அயனிகள் நேர் மின்முனையை அடைந்ததும் எலெக்ட்ரான்களை இழந்து குளோரின் அணுக்களாக மாறி பின் இரண்டு இரண்டு அணுக்கள் இணைந்து குளோரின் மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன. குளோரின் நேர் மின்முனையில் வெளிப்படுகிறது.

$CuCl_2$ கரைசல் மின்பகுப்பு அடைதல்

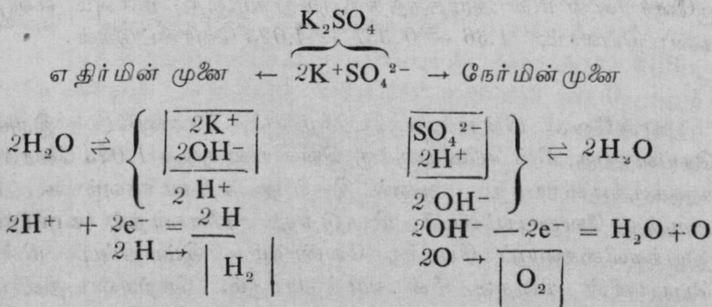


எதிர்மின்முனையில் ஒடுக்கமும் நேர்மின்முனையில் ஏற்றமும் நடைபெறுகின்றன.

2. K_2SO_4 கரைசல் மின்பகுப்பு அடைதல்: கரைசல் K^+, மற்றும் SO_4^{2-} அயனிகளையும், நீரின் H^+ மற்றும் OH^- அயனிகளையும் பெற்றுள்ளது. பொட்டாசியம் அயனிகள் மின் சுமையை இழப்பது H^+ அயனிகள் இழப்பதை விட மிகவும் சிரமமாக இருப்பதாலும், SO_4^{2-} அயனிகள் OH^- அயனிகளைவிட மிகச் சிரமமாக மின்சுமைகளை இழப்பதாலும், கரைசலினூடே மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால் H^+ அயனிகள் மின்சுமையை இழந்து எதிர்மின் முனையில் ஹைட்ரஜனும், ஹைட்ராக்சில்

அயனிகள் மின் சுமையை இழந்து நேர்மின் முனையில் ஆக்ஸிஜனும் வெளிவிடப்படுகின்றன.

K_2SO_4 கரைசல் மின்பகுப்பு அடைதல்



எனவே, K_2SO_4 கரைசல் மின்பகுப்பு அடைவதால், கரைந்த மின்பகு பொருளினுடைய எந்த ஒரு அயனியும் மின்சுமையை இழப்பதில்லை; ஆனால் நீர் மட்டும் சிதைகிறது. அதே சமயத்தில் நீரின் H^+ மற்றும் OH^- அயனிகள் மின்சுமையை இழப்பதாலும், தொடர்ச்சியாக K^+ அயனிகள் எதிர்மின்முனையை நோக்கியும் SO_4^{2-} அயனிகள் நேர்மின் முனையை நோக்கியும் நகர்ந்து கொண்டே இருப்பதாலும் எதிர்மின்முனையில் ஒருகாரக் கரைசலும் (KOH) நேர்மின் முனையில் ஒரு அமிலக் கரைசலும் (H_2SO_4) உண்டாகின்றன.

மின்பகு பொருள சிதைவதற்கு ஒரு குறிப்பிட்ட குறைந்த அளவு மின் அழுத்தம் தேவைப்படுகிறது. இதனை மின்பகு பொருளின் சிதைவு மின் அழுத்தம் (decomposition potential) என்கிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு $CuCl_2$ கரைசலில் இரண்டு பிளாட்டினம் மின் முனைகளை இறக்கி, அவற்றை 0.8 வோல்ட் மின் அழுத்த வேறுபாட்டுக்கு உட்படுத்தினால், முதலில் மின்சாரம் கரைசலினூடே செல்லத் துவங்கி பின் விரைவாக வலுக் குறைந்து முடிவில் முழுவதுமாக நின்றுவிடுகிறது. மின்சாரம் நின்றுவிட்ட தற்குக் காரணம் ஒரு மின்முனையில் காப்பரும் மற்றொன்றில் குளோரினும் (பிளாட்டினத்தால் ஊன்றப்படுகிறது) சேகரமடைந்து, ஒரு புதிய மின் கலம் உண்டாவதாகும். காப்பர் மற்றும் குளோரினை அவற்றின் அயனிகளைக் கொண்ட கரைசலில் பெற்றுள்ள இம்மின்கலம் மின்சாரத்தை எதிர் திசையில் உண்டாக்குகிறது. இவ்வியற்பாட்டை மின்முனை முனைவாக்கம் (electrode polarization) என்றும் உண்டான கலத்தின் மின் இயக்கு விசையை முனைவதால்(e m f) மின் இயக்கவிசை (polariz-

ation e m f) என்றும் கூறுகிறோம். காப்பர் குளோரைடின் ஒரு மோலார் கனரசலுக்குரிய இதன் மதிப்பை நார்மல்மின் அழுத்தங்களின் அட்டவணையில் இருந்து, காப்பரின் மின் அழுத்தத்தைக் குளோரினின் மின் அழுத்தத்திலிருந்து கழித்து மிகவும் எளிதின் கண்டறியலாம்; $1.36 - 0.337 = 1.023$ வோல்ட்டுகள்.

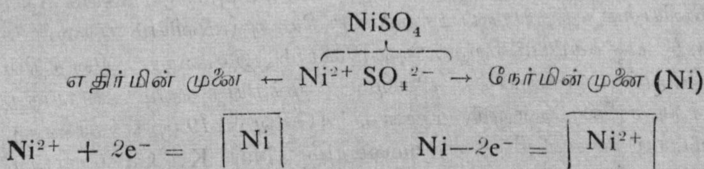
எனவே, மின்பகுப்பு நிகழ்ந்து கொண்டே இருக்கச் செய்வதற்கு, மின் முனைகளுக்கு வெளியிலிருந்து 1.023 வோல்ட்டுகளுக்குக்குறையாத, ஆனல் இதற்கு அதிகமாகவும் கூட மின் அழுத்த வேறுபாட்டைக் கொடுத்து முனைவாதல் (e m f) மின் இயக்கவிசையைப் போக்க வேண்டும். இம்மதிப்பு மின்பகு பொருளின் சிதைவு மின் அழுத்தமாகும். மேற்கண்டதிலிருந்து இதனைக் கண்டறிய, எதிர்மின்முனையில் வெளிப்பட்ட பொருளின் மின் அழுத்தத்தை நேர்மின் முனையில் வெளிப்பட்ட பொருளின் மின் அழுத்தத்திலிருந்து கழிக்க வேண்டும் எனத் தெரிகிறது. ஆகவே, மோலார் கரைசலில் $CuCl_2$-ன் சிதைவு மின் அழுத்தம் 1.023 வோல்ட்டுகளாகவும்,அதே சூழ்நிலைகளில் $ZnCl_2$-ன் சிதைவு மின் அழுத்தம் $1.36-(-0.763) = 2.123$ வோல்ட்டுகளாகவும் உள்ளன. நார்மல் கரைசலில், ஆக்ஸிஅமிலங்கள் மற்றும் காரங்களின் சிதைவு மின் அழுத்தங்கள் பெரிதும் ஒத்துள்ளன (சுமார் 1.67 வோல்ட்டுகள்); ஏனெனில் இவை எல்லாவற்றிலும் ஒரே வகை அயனிகள் மின்சுமையை இழக்கின்றன.

கரைசலில் ஒரே சமயத்தில் வெவ்வேறு எதிர்மின் மற்றும் நேர்மின் அயனிகள் இருப்பின், ஏதேனும் ஒருவகை நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் அயனிகள் மின் சுமையை இழப்பதற்குப் போதுமான உயர் மின் அழுத்தம் கிடைக்கும்போது மின்பகுப்பு நடைபெறத் துவங்குகிறது. இக்காரணத்தைக் கொண்டு பகுப்பாய்வில் உலோகங்களைப் பிரித்தெடுப்பதற்கு மின்பகுப்பு முறை பயனக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, மின் அழுத்தம் 1.2 வோல்ட்டுகள் இருக்கும்போது, $CuCl_2$ மற்றும் $ZnCl_2$—ஐ கொண்ட கரைசலிலிருந்து காப்பர் மட்டும்தான் வீழ்படிவு அடைகிறது; Zn வீழ்படிவு அடைவதில்லை; ஏனெனில் $ZnCl_2$-ன் சிதைவு மின் அழுத்தம் 1.2 வோல்ட்டுகளைவிட மிக அதிகமாக உள்ளது.

மேற்கண்ட எடுத்துக்காட்டுகளில், மின்முனைகள் கிராஃபைட் போன்ற வினைபுரியாத மந்தமான பொருளினல் செய்யப்பட்டவையாகக்கொள்ள வேண்டும். இதுபோன்ற மின் முனைகளைப் பயன்படுத்தும்போது அயனிகள் நேர்மின் மற்றும் எதிர்மின் ஆகிய இருமுனைகளிலும் மின்னிறக்கம் பெறுகின்றன. ஆனல் நேர்மின்

முனை ஒரு உலோகமாக இருப்பின் வினை வேறுவிதமாக நிகழ்கிறது; இப்போது அயனிகள் எதிர்மின் முனையில் மட்டும்தான் மின் சுமையை இழக்கின்றன. மாறாக, நேர்மின் முனையில் உலோக அயனிகள் கரைசலுக்குள் செல்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, உலோக நிக்கல் தகடை நேர்மின் முனையாகக் கொண்டு, $NiSO_4$ கரைசலை மின்னாற் பகுத்தால், எதிர்மின் முனையில் எப்போதும் போல நிக்கல் வீழ்படிவடைகிறது; ஆனால் நேர்மின்முனையில் OH^- அயனிகள் மின் சுமை இழப்பதில்லை. ஆக்ஸிஜன் வெளிப்படுவதில்லை. மாறாக நிக்கல் படிப்படியாக கரைகிறது. நிக்கல் கரைவதற்குக் காரணம் கரைசலில் அயனிகளை விடுவிக்கும் எல்லா உலோகங்களுக்கும் உரிய பொதுப் பண்பை நிக்கலும் பெற்றிருப்பதாகும். சாதாரண சூழ்நிலைகளில், உலோகத்தை நீரினுள் (அல்லது ஒரு கரைசலில்) வைக்கும்போது, உலோகத்தின் மீது ஒரு எதிர் மின்சுமை தோன்றுவதன் காரணமாக அதன் அயனிகள் கரைசலுக்குள் செல்வது விரைவில் நின்றுவிடுகிறது. ஆனால், இவ்வகையில், உட்செல்லும் மின்சாரத்தின் செயல் காரணமாக நிக்கல் தகட்டிலிருந்து எலெக்ட்ரான்கள் தொடர்ச்சியாக வெளித் தள்ளப்படுவதால், நிக்கல் அயனிகள் மேலும் மேலும் கரைசலின் ஊடே செல்வதை எதுவும் தடுத்து நிறுத்துவதாக இல்லை.

$NiSO_4$ கரைசல் மின்பகுப்பு அடைதல் (நிக்கல் நேர்மின் முனை)



$$NiSO_4$$

$$\text{எதிர்மின் முனை} \leftarrow Ni^{2+}\ SO_4^{2-} \rightarrow \text{நேர்மின்முனை (Ni)}$$

$$Ni^{2+} + 2e^- = \boxed{Ni} \qquad Ni - 2e^- = \boxed{Ni^{2+}}$$

ஆகவே, நிக்கலை நேர்மின் முனையாகக் கொண்டு, ஒரு நிக்கல் உப்பை மின்னாற்பகுத்தால், நிக்கல் எதிர்மின் முனையில் படிகிறது; நேர்மின் முனை படிப்படியாகக் கரைகிறது. கரைசலில் உள்ள நிக்கல் உப்பின் அளவு மாறாமல் இருக்கிறது.

கால்வானிக் முறையில் ஒரு உலோகத்தை வேறொரு உலோகத்தின் மீது பூசுவதற்குக் கரையும் நேர்மின் முனைகள் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. எந்தப் பொருளுக்கு உலோகப்பூச்சு, எடுத்துக்காட்டாக சில்வர் பூச்சு கொடுக்க வேண்டுமோ அதனை ஒரு சில்வர் உப்புக் கரைசலில் அமிழ்த்தி வைக்கவேண்டும். இது எதிர்மின்முனை. ஒரு துண்டு உலோக சில்வர் நேர்மின்முனையாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. பின்

பொருளின் பரப்பின் மீது போதுமான அளவிற்கு சில்வர் படலம் படியும் வரை மின்சாரம் செலுத்தப்படுகிறது.

மின்பகுப்பு முறையில் சில உலோகங்களைத் தூய்மைப்படுத்துவதும் நேர்மின் முனைகளை கரைப்பதின் அடிப்படையில்தான் நிகழ்த்தப்படுகிறது.

மின்பகுப்பின் முக்கிய தொழில் நுணுக்கப் பயன்பாடுகளில் **கால்வனோ பிளாஸ்டிக்** முறையும் ஒன்றாகும். இது, மின் முறையில் சில பொருள்களின் மீது ஏறக்குறையச் சிறிது கட்டியான உலோகப் படலத்தைப் படியும்படிச் செய்து அப்பொருள்களின் உண்மையான உலோக மறு பதிப்புகளைப் பெறும் முறையாகும். இம்முறை, சென்ற நூற்றாண்டின் முப்பதாம் ஆண்டு முதலான ஆண்டுகளில் உருஷிய அகாடெமியன் B. யாகோபியால் (*1801—1874*) தெரிவிக்கப்பட்டது; பல்வேறு மாநிலக் காகிதங்கள் மற்றும் நாணயக் காகிதம் ஆகியவற்றில் அச்சிடுவதற்கான சிறந்த வார்ப்புருக்குகளை உற்பத்தி செய்வதற்கு உருஷியாவில் முதன் முதலாக கால்வனோ பிளாஸ்டிக் முறை செயல்படுத்தப்பட்டது.

மின்பகுப்பு முறையை மின்பகு பொருள்களின் நீர்க் கரைசல்களுக்கு மட்டுமின்றி உருகிய நிலையிலுள்ள பல பொருள்களுக்கும் பயன்படுத்தலாம். கரைப்பது போலவே உருகச் செய்வதும், படிகக்கூட்டை உடையச் செய்து திண்மப் படிகத்தில் பிணைக்கப்பட்ட அயனிகளை மின்புலத்தில் இயக்கமடையுமாறு செய்கிறது. அலுமினியத்தைத் தயாரிப்பதற்கு உருகிய அலுமினியம் ஆக்ஸைடு மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. அலுமினியம் இன்றைய தினத்தில் பொறியியல் துறையில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்த உலோகங்களில் ஒன்றாக உள்ளது (பிரிவு 219-ஐக் காண்க). பெரும்பாலும் எளிதில் ஏற்றமடையும் Na, K, Ca போன்ற உலோகங்களை உற்பத்தி செய்வதற்கு அவற்றின் உப்புகள் அல்லது காரங்கள் உருகிய நிலையில் மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தப்படுகின்றன.

194. மின்பகுப்பு விதிகள் (Laws of Electrolysis).

சென்ற நூற்றாண்டின் முப்பதுக்கு மேலான ஆண்டுகளில் ஆங்கில இயற்பியலார் மைக்கேல் ஃபாரடே மின்பகுப்பு பற்றி அளவறி முறையில் ஆய்ந்தறிந்து, கீழ்க்கண்ட மின்பகுப்பு விதிகளை நிறுவினர்.

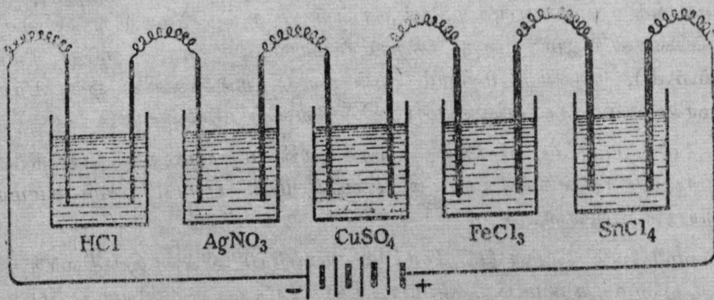
1. மின்பகுப்பின்போது வீழ்படிவு அடையும் பொருளின் எடை கரைசலின் ஊடே செலுத்தப்படும் மின்சாரத்தின் அளவுடன் நேர்

விகிதச் சமமாயும் மற்றும் எந்த ஒரு பிற காரணியாலும் பாதிக்கப் படாததாகவும் உள்ளது

இவ்விதி, கரைசல்களின் மின் கடத்தும் திறனுக்கான வினை வழி முறை மற்றும் மின்பகுப்பின் அடிப்படைக் கருத்துக்களி லிருந்து காரணப் பொருத்தத்துடன் பெறப்படுகிறது (பிரிவு 81-ஐக் காண்க). மின்சாரம் கரைசலினூடே எடுத்துச் செல்லப் படுவது அதே சமயத்தில் அயனிகளின் மின்னிறக்கத்துடன் நிகழ்வதால், மின்முனைகளில் விடுவிக்கப்படும் பொருளின் அளவு எப்போதும் மின்கடத்திகளின் வழியாக எடுத்துச் செல்லப்பட்ட எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையுடன் அதாவது செலுத்தப் பட்ட மின்சாரத்தின் அளவுடன் நேர்விகிதச் சமமாய் இருக்க வேண்டும் என்பது தெளிவு.

2. மின்பகுப்பின்போது, சம அளவுகளையுடைய மின்சாரம் பல்வேறு வேதியியச் சேர்மங்களிலிருந்து பொருள்களை சமான (equivalent) அளவுகளில் வெளிப்படுத்துகின்றன.

கீழ்வரும் சோதனை இவ்விதியை விளக்குவதற்கு ஒரு தெளிவான எடுத்துக்காட்டாகும். வரிசையாக வைக்கப்பட்டுள்ள HCl, $AgNO_3$, $CuSO_4$, $FeCl_3$, $SnCl_4$ (படம். *123*) ஆகிய வற்றின் கரைசல்களின் ஊடே மின்சாரம் செலுத்தப்படுகிறது.

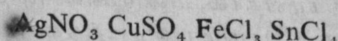


படம். 123

மின்பகுப்பு விதியை விளக்குதற்கான சாதனத்தின் படம்

சோதனைக்குப் பின்பு வெளிவிடப்பட்ட பொருளின் எடை யைக் கண்டறிவதற்கு ஏற்ப கரைசல்கள் கலன்களில் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டுள்ளன (படத்தில், கலன்களுக்குப் பதிலாக வழக்கமுறைப்படி முகவைகள் காட்டப்பட்டுள்ளன. ஒவ்வொரு முகவையிலும் இரண்டு மின் முனைகள் உள்ளன). எல்லா கரைசல்களின் ஊடேயும் சம அளவு மின்சாரம் செல்

கிறது என்பதை உறுதிப்படுத்த, மின்முனைகள் வரிசையில் இணைக்கப்படுகின்றன. சிறிது நேரம் கழித்து, மின் பகுப்பின் விளைபொருள்கள் போதுமான அளவிற்கு மின் முனைகளின் மீது சேகரம் அடைந்த பிறகு, மின்சாரம் பாய்வதை நிறுத்திவிட்டு பொருள்களின் எடைகள் நிர்ணயிக்கப்படுகின்றன. ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக் கரைசலில் இருந்து 1 கிராம் — அணு ஹைட்ரஜன் வெளிப்படுவதற்கு எடுத்துக் கொண்ட அதே நேர அளவில் பிற கரைசல்களிலிருந்து கீழ்க்கண்ட அளவுகளில் உலோகங்கள் படிகின்றன.



	$AgNO_3$	$CuSO_4$	$FeCl_3$	$SnCl_4$
எதிர் மின் முனையில் படிந்த உலோகத்தின் அளவு, g	107·9	31·8	18·6	29·7
உலோகத்தின் அணு எடை......	107·870	63·54	55.847	118·69

படிந்த உலோகங்களின் அளவுகளை அவற்றின் அணு எடை-களுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால், படிந்த சில்வரின் அளவு 1 கிராம் அணுவிற்கும், காப்பரின் அளவு $\frac{1}{2}$ கிராம்-அணுவிற்கும், அயர்னின் அளவு $\frac{1}{3}$ கிராம்-அணுவிற்கும் மற்றும் டின்னின் அளவு $\frac{1}{4}$ கிராம் அணுவிற்கும் சமமாக உள்ளன எனத் தெரிய வருகிறது. இதனையே, எதிர் மின்முனையில் படிந்த பொருள்களின் எடைகள் உலோகங்களின் கிராம்—சமான எடைகளுக்குச் சமமாக உள்ளன எனக் கூறலாம். நேர்மின் முனையில் வெளிப்பட்ட பொருள்களின் அளவுகளை அளந்தறிந்தாலும் இதே முடிவுதான் கிடைக்கிறது. சான்ருக முதல், நான்கு மற்றும் ஐந்தாவது கலன்கள் ஒவ்வொன்றிலும் ஒரு கிராம்-சமான எடை குளோரினும் (35.5.கி), இரண்டு மற்றும் மூன்ருவது கலன்களில் ஒரு கிராம் சமான எடை ஆக்ஸிஜனும் (8 கி.) வெளிப்படுகின்றன.

மின் பகுப்பு விதிகள், கரைசல்கள் மற்றும் உருகிய நிலையிலுள்ள பொருள்கள் ஆகிய இரண்டின் மின் பகுப்பிற்கும் சமமாக சரியாக உள்ளன.

மைக்கேல் ஃபாரடே 1791-ல் நியுவிங்டனில் (இங்கிலாந்தில்) ஒரு ஏழைக் கருமான் குடும்பத்தில் பிறந்தவர். இவரது பன்னிரண்டாவது வயதில், துவக்கப் பள்ளிப் பாடத்தை முடிப்பதற்கு முன்பே, ஒரு புத்தக மண்டியில் ஏவல் பையனாக வேலைக்குச் சேர்ந்தார். இப்புத்தகக் கடையில் வேலை செய்து கொண்டே அறிவியல் நூல்களை முக்கியமாக இயற்கை அறிவியல் நூல்களைப் படித்து வரும் பழக்கத்தை மேற்கொண்டார். சில சிறப்புச் சொற்பொழிவுகளை கவனிக்கும் ஆர்வமும் இருந்தது. இந்த ஆர்வம் மிகுதி காரணமாகவே இவர் அறிவியலுடன் தம்மைப் பெரிதும் இணைத்துக் கொணடார்.

1813-ல் புகழ் வாய்ந்த ஆங்கில வேதியியலார் டேவியின் உதவியால், லண்டனில் உள்ள ராயல் இன்ஸ்டிடுயுட்டில் உதவியாளராகப் பணிபுரியும் பேறு பெற்றார். பிறகு டேவியின் செயலாளராக அமர்த்தப்பட்டார். 1825-ல் இன்ஸ்டிடுயுட்டில் டேவி இருந்த இடத்திற்கு இவர் அமர்த்தப்பட்டார்.

ஃபாரடேயின் அறிவியல் செயல் திறன்கள் அவற்றின் மேம்பாடு மற்றும் பரவிய தன்மை காரணமாக சிறந்து காணப்பட்டன. அவருடைய மிகப் பல ஆய்வுகள் மின்சாரத்தைப் பற்றியவைகளாகும். நீர்க் கரைசல்களுடன் மின்சாரம் செயல்படும் விதத்தைக் கண்டறிந்தார். மின் வேதியியலின் இரண்டு அடிப்படை விதிகளை நிலை நாட்டினார் (மின் பகுப்பு விதிகள்). மின் காந்தத்தூண்டலைக் கண்டு பிடித்தார். வாயுக்களை, திரவங்களாக்க முதன் முதலில் சோதனைகளை நிகழ்த்தியவர் இவரே. குளோரின், அம்மோனியா, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மற்றும் பிற வாயுக்களை திரவ நிலையில் பெற்றார்; எல்லா வாயுக்களையும் நீர்மமாக்க முடியும் என்ற கருத்தையும் வெளியிட்டார். பென்சீன் மற்றும் ஐசோபியுட்டலின் கண்டு பிடிப்பு, நாப்தலீனைப் பற்றிய ஆய்வு மற்றும் ஈத்தைல் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைத் தயாரிப்பதற்கான முறை ஆகியவை வேதியியலில் இவர் ஆற்றிய பிற பணிகளாகும்.



மைக்கேல் ஃபாரடே (1791 - 1867)

எலெக்ட்ரான் கொள்கையின் அடிப்படையில் மின் பகுப்பின் இரண்டாவது விதியைக் கவனித்தால், மின் பகுப்பின் போது பொருள்கள் ஏன் சமான அளவுகளில் வெளிப்படுகின்றன என்பது எளிதில் புலனாகும். எடுத்துக்காட்டாக, $Fecl_3$ மின் பகுப்பு அடைவதை எடுத்துக் கொள்வோம். கரைசலிலிருந்து அயர்ன் வெளிப்படும்போது ஒவ்வொரு Fe^{3+} அயனியும் எதிர்மின் முனையிலிருந்து மூன்று எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுகிறது; அதே சமயத்தில் மூன்று Cl^- அயனிகள் நேர்மின் முனைக்குப் பெற்றுள்ள அதிக எலெக்ட்ரான்களைக் கொடுத்து விட்டு குளோரின் அணுக்களாக மாறுகின்றன. ஆகவே, கரைசலின் வழியாக ஒவ்வொரு மூன்று எலெக்ட்ரான்களும் செல்லும்போது (Transportation) ஒரு அயர்ன் அணுவும் மூன்று குளோரின் அணுக்களும் வெளிப்படுகின்றன. எத்தனை எலெக்ட்ரான்கள் கரைசலின் ஊடே சென்றாலும், வீழ்படிவடைந்த அயர்ன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை வெளிப்பட்ட குளோரின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைப் போல எப்போதும் மூன்று மடங்கு குறைவாக உள்ளது. அதாவது, வெளிப்பட்ட அயர்ன் மற்றும் குளோரினுடைய அளவுகள் அவற்றின் வேதிச் சமான எடைகளின் விகிதத்திலேயே இருக்கின்றன.

மின்பகுப்பின் போது பொருளின் ஒரு கிராம்-சமான எடையை வெளிப்படுத்தும் மின்சாரத்தின் அளவு 96,500 கூலம்களுக்குச் சமமாக (மிகத் துல்லியமாக 96,491 கூலம்கள்) இருக்கிறது எனக் கண்டறியப்பட்டுள்ளது. இதன் அடிப்படையில், மின் பகுப்புப் பற்றிய இரண்டாவது விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்.

எந்த ஒரு பொருளாக இருப்பினும் அதன் ஒரு கிராம்-சமான எடையை அதன் மின்பகு பொருளினுடைய கரைசலிலிருந்து வெளிப்படுத்த 96,500 கூலம்கள் மின்சாரத்தைக் கரைசலின் ஊடே செலுத்த வேண்டும்.

பல்வேறு தனிமங்களின் சமான எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கு மின்பகுப்புப் பற்றிய இரண்டாவது விதி ஒரு நேரடியான முறையை அளிக்கிறது. மின்வேதித் தொழில் துறைகளில் பயன்படுத்தப்படும் எல்லா கணக்கீடுகளுக்கும் இவ்விதியே அடிப்படையாக அமைந்து காணப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டு 1. ஒரு நிக்கல் உப்புக் கரைசலிலிருந்து 1.46 கி. நிக்கலைப் படியச் செய்வதற்கு 2 ஆம்பியர்கள் மின்சாரத்திற்கு 40 நிமிடங்கள் ஆயிற்று என்றால் நிக்கலின் சமான எடையைக் கண்டறிக.

Q = It என்ற வாய்பாட்டைப் பயன்படுத்தி கரைசலின் ஊடே செலுத்தப்பட்ட மின்சாரத்தின் அளவை கணக்கிட்டு விடலாம். இங்கு Q என்பது கூலம் அலகில் மின்சாரத்தின் அளவு; I என்பது ஆம்பியர் அலகில் மின்சாரம்; t என்பது நேரம் (செகண்டுகளில்)

இவற்றின் மதிப்புகளை வாய்பாட்டில் பதிலீடு செய்யக் கிடைப்பது;

$$Q = 2 \times 40 \times 60 = 4,800 \text{ கூலம்கள்}$$

பொருளின் ஒரு கிராம் சமான எடையை வெளிப்படுத்த 96,500 கூலம்கள் தேவைப்படுவதால், நிக்கலின் கிராம் சமான எடையைப் பின்கண்ட விகிதத்தைக் கொண்டு நிர்ணயிக்கலாம்;

$$96,500 : 4800 = x : 1.46$$

எனவே,

$$X = \frac{96,500 \times 1.46}{4,800} = 29.35 \text{ கி}$$

ஆகவே, நிக்கலின் சமான எடை = 29. 35

எடுத்துக்காட்டு 2. சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலை மின் பகுப்புச் செய்தபோது 20 நிமிடங்களில் நேர்மின் முனையில் STP-யில் 350 மி.லி ஆக்ஸிஜன் வெளிவிடப்பட்டது. மின்சாரத்தையும் எதிர் மின் முனையில் படிந்த சில்வரின் அளவையும் கண்டறிக.

ஆக்ஸிஜனின் ஒரு கிராம் சமான எடை STP-யில் 5.6 லிட்டர்கள் (அல்லது 5,600 மி.லி) வியாபிக்கிறது. கரைசலின் ஊடே செலுத் தப்பட்ட மின்சாரத்தின் அளவைப் பின்கண்ட விகிதத்திலிருந்து கணக்கிடலாம்.

$$96,500 : Q = 5,600 : 350$$

எனவே,

$$Q = \frac{96,500 \times 350}{5,600} = 6,031 \text{ கூலம்கள்}$$

Q-ன் மதிப்பைச் சமன்பாடு Q= It-யில் பதிலீடு செய்யக் கிடைப்பது.

$$6,031 = I \times 20 \times 60$$

$$\therefore I = \frac{6,031}{20 \times 60} = 5.03 \text{ ஆம்பியர்கள்}$$

எதிர்மின் முனையில் படிந்த சில்வரின் அளவு (m) கரைசலின் ஊடே செலுத்தப்பட்ட மின்சாரத்தின் அளவுடன் நேர்விகிதச்

சமமாய் உள்ளது. சில்வரின் ஒரு கிராம் சமான எடை = 108 கி. எனவே,

$$96{,}500 : 6{,}031 = 108 : m$$

$$m = \frac{6{,}031 \times 108}{96{,}500} = 6.75 \text{ கி}$$

195. உலோகக் கலவைகள் (Alloys). உலோகங்கள் நீர், ஆல்கஹால், ஈத்தர் போன்ற சாதாரணக் கரைப்பான்களில் கரைவதில்லை; ஆனல் உருக்கும்போது ஒன்று மற்றொன்றில் கரைந்து அல்லது கலப்படைந்து **உலோகக் கலவைகளை** உண்டக்குகின்றன.

ஆல்கஹால் மற்றும் நீரைப் போல, பெரும்பாலான உலோகங்கள் எல்லா விகிதங்களிலும் கலக்கக் கூடியவைகளாகஉள்ளன. ஆனல் சில உலோகங்கள் ஒன்றில் ஒன்று ஒரு குறிப்பிட்ட அளவில் தான் கரைகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, உருகிய சிங்கும் லெட்டும் கலந்த கலவையை விட்டு வைத்திருந்தால், கலவை இரண்டு படிவுகளாகப் பிரிகின்றது. கீழே இருப்பது சிறிது Zn கரைந்த லெட்டாகும். மேலே இருப்பது சிறிது Pb கலந்த சிங்காகும்.

உலோகங்களை உருக்கும்போது, ஒரு உலோகம் மற்றொன்றில் சாதாரணமாகக் கரைகிறது. ஆனல் பெரும்பாலும், உலோகங்கள் வேதிச் சேர்மத்தை உண்டாக்குகின்றன. எனவே, உலோகக் கலவைகள் பொதுவாக வேதிச் சேர்மங்களுடன் கலந்த தனி உலோகங்களின் கலவைகளாக இருக்கின்றன. இவ் வேதிச் சேர்மங்கள் உண்டாவதை அடுத்து பெருமளவில் வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது; எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு துண்டு அலுமினியத்தை உருகிய காப்பரின் ஊடே இறக்கினல் முழு நிறையும் வெண்மையான சூட்டைப் பெறும் அளவிற்கு அதிக வெப்பம் வெளிப்படுகிறது.

பல உலோகங்கள் ஒன்ரேடு ஒன்று கூடி பல்வேறு சேர்மங்களை உண்டாக்கக் கூடியவைகளாக உள்ளன. அவை : AuZn, Au_3Zn_5, $AuZn_3$, Na_4Sn, $NaSn_2$ மற்றும் பல.

திண்ம உலோகக் கலவைகள் சில சமயங்களில் முழுமையாக ஒரு படித்தான தன்மையுடன் காணப்படுகின்றன. இதுபோன்றவற்றில், இவை குறிப்பிட்ட வேதிச் சேர்மங்களாகவோ அல்லது

திண்மக் கரைசல்கள் (solid solutions) எனப்படும் குறிப்பிட்ட இயைபைப் பெற்றில்லாத ஒரு படித்தான கலவைகளாகவோ இருக்கின்றன. கலந்த உலோகங்களின் அணுக்கள் படிகக்கூடு அமைப்பைப் பாதிக்காமல், படிகக் கூட்டில் ஒன்றை ஒன்று இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடியவைகளாக இருப்பின் பின்னவை உண்டாகின்றன. இதுபோன்ற இடப் பெயர்ச்சியினால், ஒரே சமயத்தில் இரண்டு உலோகங்களின் அணுக்களையும் கொண்ட ஒரு படித்தான கலந்த படிகங்கள் விளைகின்றன (பிரிவு 45-ஐக் காண்க); இது உலோகக் கலவையின் ஒரு படித்தான தன்மையை விளக்குவதாக உள்ளது. இருப்பினும் பெரும்பாலான உலோகக் கலவைகள், தனித்தனி உலோகங்களினுடைய படிகங்கள் மற்றும் அவற்றின் வேதிச் சேர்மங்கள் கலந்த பல படித்தான கலவை களாக உள்ளன (உலோகங்கள் உருகும்போது இதுபோன்ற சேர்மங்களை உண்டாக்குமானால்). உலோகங்கள் ஒன்றோடு ஒன்று கலந்து உலோகக் கலவைகளை உண்டாக்குவதோடு மட்டும் அல்லாமல் சில அலோகங்களுடனும் கலவைகளை உண்டாக்குகின்றன; எடுத்துக்காட்டாக, வார்ப்பு அயர்னும் எஃகும் அயர்ன் மற்றும் கார்பனுடைய கலவைகளாகும்.

உலோகக் கலவைக்கு உட்பட்ட உலோகங்கள், வேதிச் சேர்மங்கள் மற்றும் திண்மக் கரைசல் ஆகிய இரண்டையும் உண்டாக்காமல் இருப்பின், ஏதாவது ஒரு கூறு, குளிரச் செய்யும்போது திண்ம வடிவில் பிரியத் தொடங்குகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, எடையளவில் 10 பங்கு லெட்டையும் 90 பங்கு டின்னையும் கொண்ட நீர்ம உலோகக் கலவையைக் குளிரச் செய்தால், சர்க்கரையின் நீர்த்த நீர்க் கரைசலிலிருந்து தூய பனி கட்டி வெளிப் படுவது போல (குளிர்வித்தால்) முதலில் தூய டின் படிகங்கள் வெளிப்படுகின்றன. உலோகக் கலவையிலிருந்து டின் பிரிந்து வீழ்படிவு அடையத் தொடங்கும்போது இருக்கும் வெப்ப நிலை தூய டின்னினுடைய உறைநிலைக்கும் குறைவாக உள்ளது. லெட்கரைந்துள்ள டின்னினுடைய திண்மமாகும் நிலையை நிர்ணயிப் பதன் மூலம், நீர்க் கரைசல்களில் பயன்படும். அதே விதிகளைப் பயன்படுத்தி (பிரிவு 75-ஐ காண்க) லெட்டின் மூலக்கூறு எடை யைக் கணக்கிடலாம். பெரிதும் தனித் தனி அணுக்களாக நீர்த்த உலோகக் கரைசலில் காணப்பட்ட பல உலோகங்களின் மூலக் கூறு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கு இம் முறை பயன்படுத்தப் பட்டுள்ளது.

உலோகக் கலவைகளின் இயைபை நிர்ணயிப்பதில் வேதிப் பகுப்பாய்வு முறைகள் மிகக் குறைந்த அளவிலேயே பயன் படுகின்றன; ஏனெனில் பலவற்றில் உலோகக் கலவையிலிருந்து

உலோகச் சேர்மங்களைப் பிரித்தெடுக்க முடிவதில்லை. இக்காரணத்தினால் உலோகக் கலவைகள் முக்கியமாக இயற்பியல் முறைகளில் படித்தறியப்படுகின்றன; இம்முறைகளின் வளர்ச்சிக்கு மிகவும் முக்கியமானவர் இரஷிய அறிவியலார் N. கர்னகோவ் ஆவர். இவர் **இயற்பு வேதியியற் பகுப்பாய்வு** முறை என்ற ஒரு புதிய அறிவியல் முறையைக் கண்டுபிடித்தார்.[1]

இரண்டு பொருள்களைக் கொண்ட ஒரு அமைப்பின் ஏதேனும் ஒரு இயற்பியல் பண்பில் (ஆவி அழுத்தம், உருகுநிலை, அடர்த்தி, பாகுத் தன்மை, மின் கடத்துந்திறன்) உண்டாகும், மாற்றத்தை அமைப்பின் இயைபில் உண்டாகும் மாற்றங்களைக் கொண்டு இயற்பு வேதியியற் பகுப்பாய்வு முறையைப் பயன்படுத்தி சிறந்த முறையில்ஆய்ந்தறியலாம். இவ்வாய்வுகளின்முடிவுகள் இயைபுக்கு எதிராக பண்பை எடுத்துக் கொண்ட ஒரு வரைபடத்தில் குறிக்கப்படுகின்றன. இயைபை எப்போதும் கிடைமட்டமான அச்சில் எடுத்துக் கொண்டு அமைப்பின் கூறுகளில் ஏதேனும் ஒன்றின் விழுக்காட்டில் தெரிவிக்கப்படுகிறது. இயற்பியல் பண்பிற்குரிய மதிப்பெண் செங்குத்தான அச்சில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. இங்கு கிடைக்கும் வளைவுகளின் வடிவங்கள், அமைப்பில் உண்டாகும் மாற்றங்களைக் கண்டறிவதற்கு உதவுவதோடு அம் மாற்றங்களின் தன்மை விளையும் பொருள்களின் இயைபு மற்றும் திண்மக் கரைசல்கள் உண்டாவது ஆகியவற்றைப் பற்றியும் தெரிவிக்கின்றன. இயற்புவேதியியற் பகுப்பாய்வு முறைகள் தற்போது உலோகவியல் சிலிக்கேட் வேதியியல் மற்றும் பிற தொழில் துறைகளிலும் பரவலாகப் பயன்படுகின்றன.

[1] நிக்கோலேய் செம்யோனேவிச் கர்னகோவ் (1860—1941) பல ஆண்டுகளாக சிக்கலானச் சேர்மங்களின் அமைப்பு மற்றும் பண்புகள் பின் தொடர்ந்து உலோகக் கலவைகளைப் பற்றியும் ஆய்ந்து வந்தார். பின்னவைகளைப் பற்றிய ஆய்வு செய்யும்போது, அவரால் வளர்க்கப்பட்ட வெப்பப்பகுப்பாய்வு மற்றும் பிற இயற்புவேதியியல் முறைகள் மற்றும் உலோக வரைவு (metallography) முறைகள் ஆகியவற்றைப் பயன்படுத்தினர். இவ்வாராய்ச்சிகளின் பயனாக கலவையாக்கப்படும்போது உலோகங்களின் செயல்களை விளக்கும் பல முக்கிய விதிகள் அறியப்பட்டன; மேலும் இவை உலோகக்கலவைகளின் இயற்புவேதியியல், மற்றும் இயந்திரப் பண்புகளை முன்கூட்டித் தெரிவிப்பதற்கு உதவியாக இருந்தன.

உலோகக் கலவைகளைப் பற்றிய பல்வேறு ஆராய்ச்சிகளுக்கிடையே இயற்கை பிரைன்களைப் பற்றி அறிந்து கொள்ள கர்னகோவ் பல மணி நேரங்களையும் உழைப்பையும் செலவழித்தார். இதுபற்றிய இவரது பணிகளின் பயனாக நமது (இரஷ்ய) நாட்டின் உப்பு ஏரிகளின் மிகையான வளங்களைப் பயன்படுத்துவதற்கான பல சிக்கல்களைத் தீர்க்க முடிந்தது: மற்றும் சோலிகாம்ஸ்க் மாவட்டத்திலுள்ள பொட்டாசியம் உப்புகளின் படிவுகளை கண்டுபிடிக்கவும் உதவியாக இருந்தன.

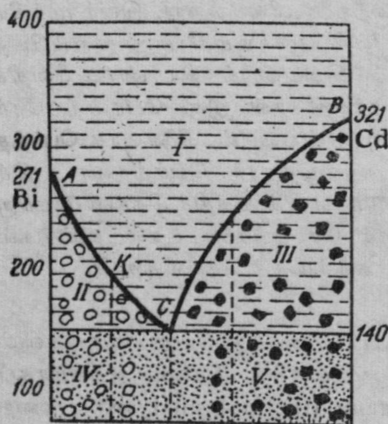
உலோகக் கலவைகளின் தன்மையை உறுதி படுத்தும் கர்னு கோவ்வின் பல்வேறு ஆய்வுகள் உலோகக் கலவைகள் திண்ம மாகும் போது நிகழும் வினைமுறைகளை விளக்கிற்று. இவர் முக்கிய மாக உலோகக் கலவைகளைப் பற்றி ஆராயும் போது குறிப்பிடத் தகுந்த வீச்சு எல்லையில் மாறும் இயைபைக் கொண்ட வேதிச் சேர்மங்களைக் கண்டறிந்தார். கர்னுகோவ் இது போன்ற சேர் மங்களை பெர்த்லா (1748—1822) என்பவரின் நினைவாக **பெர்த்த லாய்டுகள்** (Berthollides) என அழைத்தார். பெர்த்தலாட், இச் சேர்மங்கள் நிலவியிருக்கவேண்டும் எனக் கருதிக் கொண்டு மாரு இயைபைக் கொண்ட சாதாரணச் சேர்மங்களை டால்டனைய்டுகள் என அழைக்க வேண்டும் என்ற கருத்தைத் தெரிவித்தார்.

இயற்பு வேதியியற் பகுப்பாய்வின் பல்வேறு வகைகளில் உலோகக் கலவைகளைப் பற்றி அறிவதற்கு மிகவும் அதிகமாகப் பயன்படுவது **வெப்பப் பகுப்பாய்வு** (thermal analysis) முறை யாகும். இதனை இரஷிய உலோகவியல் நிபுணர் D. செர்னேவ், சென்ற நூற்றூண்டின் அறுபதுக்கு மேலான ஆண்டுகளில் கண்டறிந்தார். உலோகக் கலவைகளில் உருகு நிலைகள் அவற்றின் விழுக்காட்டு இயைபை எவ்வாறு சார்ந்து இருக்கின்றன என்பதைத் தெரிவிக்கும் **நிலைமைப் படங்களை** (phase diagrams) வரைந்து படித்தறிவது இம்முறையில் அடங்கும்.

வெப்ப பகுப்பாய்வைப் பற்றியக் கருத்தைத் தெரிவிப்பதற் காகக் கீழே பல எடுத்துக்காட்டுகள் ஆய்வு செய்யப்படுகின்றன.

படம் 124 பிஸ்மத்-காட்மியம் அமைப்பின் நிலைமைப் பட மாகும். கிடைமட்ட அச்சு உலோகக் கலவைகளின் விழுக்காட்டு இயைபுகளைக் காட்டுகிறது; செங்குத்தான அச்சு அவற்றின் உருகு நிலைகளைக் காட்டுகிறது. வளைகோடு ACB-யிலுள்ள புள்ளி A தூய பிஸ்மத்தினுடைய உருகு நிலையைக் (271°C) குறிக்கிறது. இத்துடன் மேலும் மேலும் காட்மியத்தைச் சேர்க்கச் சேர்க்க அதன் உருகுநிலை ஒரு குறிப்பிட்ட புள்ளி C-ஐ எட்டும் வரை படிப் படியாகக் குறைந்து கொண்டே வருகிறது. இதற்குப் பின்னும் காட்மியத்தின் அளவை அதிகரித்துக் கொண்டே சென்றால், உருகுநிலை வளைகோடு CB-யில் புள்ளி B-ஐ எட்டும் வரை உயர்ந்து கொண்டே செல்கிறது. புள்ளி B தூய காட்மியத்தின் உருகுநிலையாகும் (321°C). காட்மியத்தை முதலில் எடுத்துக் கொண்டு பின் கலவையுடன் படிப்படியாக பிஸ்மத்தைச் சேர்த்துக்

கொண்டே சென்ருல், உருகுநிலை முதலில் புள்ளி C-க்கு குறைந்து பின் புள்ளி A-க்கு உயர்கிறது:



படம். 124

Bi-Cd அமைப்பின் நிலைமைப் படம்



படம். 125

ஒளி மைக்ரோகிராஃப்—Sn-Pbன் நல்லுருகுக் கலவை

20% காட்மியத்தையும் 80% பிஸ்மத்தையும் கொண்ட ஒரு நீர்ம உலோகக் கலவையைக் குளிரச் செய்தால், புள்ளி K-வுக்கு உரிய வெப்பநிலையில் தூய பிஸ்மத், கலவையிலிருந்து பிரியத் தொடங்குகிறது; எனவே இதன் அளவு எஞ்சியுள்ள நீர்மத்தில் குறைந்துவிடும். பிஸ்மத் படிகங்கள் மேலும் மேலும் பிரியத் தொடங்கும்போது வெப்பநிலை குறைந்து கொண்டே வந்து புள்ளி C-ஐ (140°C) எட்டியதும் எஞ்சியுள்ள எல்லா நீர்ம உலோகக் கலவையும் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் முழுமையாகத் திண்மமடைகிறது. 60% காட்மியமும் 40% பிஸ்மத்தையும் கொண்ட கலவையைக் குளிரச் செய்யும்போதும் இதுபோன்ற படமே கிடைக்கிறது; ஆனல் இப்போது முதலில் காட்மியம் பிரியத் தொடங்குகிறது.

பிஸ்மத் மற்றும் காட்மியமும் கலந்த எந்த ஒரு கலவைக்கும் உரிய மிகக் குறைந்த உருகுநிலையாக இருக்கக்கூடிய வெப்பநிலை 140°C-ஐ **நல்லுருகு வெப்பநிலை** (eutectic temperature) என்கிருேம். மேலும் இவ்வெப்பநிலைக்குரிய இயைபைக் கொண்ட உலோகக் கலவையை **நல்லுருகுக் கலவை** (eutectic mixture) என்கிருேம். இங்கு கண்ட எடுத்துக்காட்டில் நல்லுருகுக் கலவை 40% காட்மியத்தையும் 60% பிஸ்மத்தையும் பெற்றுள்ளது.

உலோகக் கலவை 40% காட்மியத்தை பெற்றிருக்கும் வரை, கலவையைக் குளிர்விக்கும்போது பிஸ்மத் முதலில் பிரிகிறது; எனவே பிஸ்மத் கரைப்பானுகவும் காட்மியம் கரை பொருளாகவும் செயல்படுகின்றன. புள்ளி C-யில் பிஸ்மத் மற்றும் காட்மியத்தின் செயல்கள் மாற்றம் பெறுகின்றன. 40%-க்கும் அதிகமான காட்மியத்தைக் கொண்ட உலோகக் கலவையிலிருந்து, காட்மியம் முதலில் பிரியத் தொடங்குகிறது; இங்கு காட்மியம் கரைப்பானுகவும் பிஸ்மத் கரை பொருளாகவும் செயல்படுகின்றன. மேலும் உலோகக் கலவையில் காட்மியத்தின் அளவு 40%-க்குச் சமமாக உள்ளபோதுதான் இரண்டு உலோகங்களும் ஒரே சமயத்தில் நல்லுருகு கலவையாகப் பிரியத் தொடங்குகின்றன. இக் கலவையை ஒரு நுண்ணேக்கியைக் கொண்டு நோக்கினல் இதில் பிஸ்மத் மற்றும் காட்மியத்தின் மிகச் சிறிய படிகங்கள் கலந்து வளர்ந்து இருப்பதைக் காணலாம்.[1]

வேறு இயையபுகளைக் கொண்ட பிஸ்மத் மற்றும் காட்மியத்தின் உலோகக் கலவைகள், நல்லுருகுக் கலவையின் தொடர்ச்சியில், எடுத்துக்கொண்ட உலோகங்களில் ஏதேனும் ஒன்றின் பெரிய படிகங்களைப் பெற்றுள்ளன.

மேற்கண்டதற்கு ஒப்ப, பிஸ்மத்-காட்மிய அமைப்பின் நிலைமைப் படத்தில் ஐந்து பகுதிகளை வேறுபடுத்திக் காணலாம். (படம் 124-ஐ காண்க): I-காட்மியம் பிஸ்மத்தின் நீர்மக் கலவை; II-நீர்மக் கலவையும் பிஸ்மத் படிகங்களும்; III-நீர்மக் கலவையும் காட்மியம் படிகங்களும்; IV-நல்லுருகுக் கலவை மற்றும் பிஸ்மத் படிகங்களின் கலவை; V நல்லுருகுக் கலவை மற்றும் காட்மியம் படிகங்களின் கலவை.

நிலைமைப் படங்கள் பொதுவாக உலோகக் கலவைகள் குளிர்வு பெறும்போது கிடைக்கும் வளைகோடுகளின் அடிப்படையில் வரையப்படுகின்றன. இவ்வளைகோடுகளைப் பெறுவ

[1] உலோக வரை எனப்படும் ஒரு சிறப்பான அறிவியல் பாடத்தைப் பற்றிய இது போன்ற ஆய்வுகளுக்காக, உலோகக் கலவையின் ஒரு சிறுபகுதி கண்ணுடிபோன்ற பரபபைப் பெறும்படி மெருகிடப்படுகிறது.

மெருகிடப்பட்ட பரப்பில் அமிலம், காரக்கரைசல் அல்லது பிறகரணிகளைக் கொண்டு செதுக்கப்படுகிறது. சில இவற்றின் செயலுக்கு நன்ருக உட்படுவனவாக உள்ளன. சில குறைந்த அளவே உட்படுகின்றன. இவ்வாறு உலோகக் கலவையின் இயைபுப் பகுதிகளின் புறப்பக்கங்கள் வெளிக்கொண்டுவரபடுகின்றன கிடைக்கும் பகுதி நுண்நோக்கியைக் கொண்டு மின் ஒளிக் கற்கையில் ஆராயப்படுகிறது படம். 125 டின் மற்றும் லெட்டினுடைய நல்லுருகும் கலவையின் நுண்பகுதியைக் காட்டுகிறது

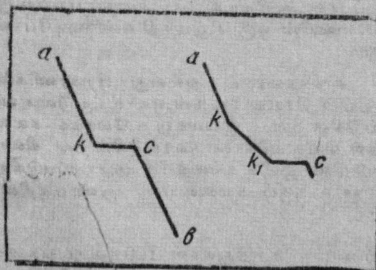
உலோக வரைப் படத்தின் அடிப்படைக் கருத்துக்கள் 100 வருடங்களுக்கு முன்பாகவே இரஷிய பொறியியலார் P. அனேசோவ் என்பவரால் கண்டுப்பிடிக்கப்பட்டன. யுராலில் உள்ள சலாட்ஸ்ட் தொழிற்சாலைகளில் மேல் விவரிக்கப்பட்ட ஆய்வு முறையை முதன் முதலில் செய்தவர் இவரே

தற்கு, இரண்டு தூய உலோகங்களை எடுத்துக் கொண்டு வெவ்வேறு இயைபுகளைக் கொண்ட வெவ்வேறு கலவைகள் தயாரிக்கப்படுகின்றன. ஒவ்வொரு உலோகக் கலவையும் உருகச் செய்து பின் மெதுவாகக் குளிர்விக்கப்படுகிறது; குளிர்ச்சி அடையும்போது குறிப்பிட்ட நேர இடைவெளிகளில் உலோகக் கலவையின் வெப்பநிலை குறித்துக்கொள்ளப்படுகின்றன.

நேரத்தைக் கிடை அச்சிலும் வெப்பநிலையை நிலை அச்சிலும் எடுத்துக்கொண்டு கண்டறியப்பட்ட விவரங்கள் வளைகோடுகளாகக் குறிக்கப்படுகின்றன.

படம் 126-ல் இடது பக்கம் உள்ளது தூய உருகிய உலோகத்தின் குளிர்வுறு வளைகோடாகும். முதலில் வெப்பநிலை *ak* வழியாகச் சீராகக் குறைகிறது. புள்ளி *k*-யில் வளைகோடு ஒரு முறிவைப் பெறுகிறது: இங்கு திண்ம நிலைமை உண்டாகத் தொடங்குகிறது. வெப்பநிலை ஒரு குறிப்பிட்ட நீண்ட நேரத்திற்கு மாறுமல் இருக்கும்படி இதனைத் தொடர்ந்து வெப்பம் வெளியாகிறது. (வளைகோடு கிடை அச்சுக்கு இணையாகச் செல்கிறது). உருகிய உலோகத்தின் நிறை முழுவதும் திண்மம் அடைந்ததும் வெப்பநிலை மீண்டும் *cb* வழியாக சீராகக் குறையத் தொடங்குகிறது.

சில சமயங்களில், திண்ம உலோகத்தின் குளிர்வுறு வளைகோட்டில் வெப்பநிலை குறையும்போது ஒரு இடையூறு கண்டறியப்படலாம்; இது, திண்மப் பொருளில் வெப்பம் வெளிவிடப்படுவதைச் சார்ந்த ஏதேனும் ஒரு வினை, எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு புறவேற்றுருவம் வேறொன்ருக மாறுதல் நிகழ்கிறது என்பதைக் காட்டுகிறது.



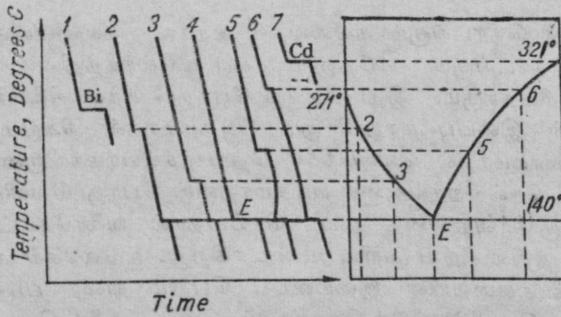
படம் 126
குளிர்வுறு வளைகோடுகள்

இரண்டு உலோகங்களினுடைய கலவையின் குளிர்வுறு வளைகோடு சிறிது வேறுபட்ட வடிவத்தைப் பெற்றுள்ளது. இது போன்ற வளை கோடு படம் 126-ல் வலது பக்கம் காட்டப்பட்டுள்ளது. முதலில் கண்ட வளைகோட்டில் இருப்பது போலவே புள்ளி *k* திண்ம

மாக மாறத் தொடங்கும் கலவைக்கு அதாவது கலவையிலிருந்து பிரியத் தொடங்கும் ஏதேனும் ஒரு உலோகத்தின் படிகங்களுக்கு உரியதாகும். இது நிகழும் போது நீர்ம நிலையிலுள்ள கலவையின் இயைபு மாறுகிறது; படிகமமாதல் நிகழும் வரை இதன் திண்மமாதல் வெப்பநிலை தொடர்ச்சியாகக் குறைந்துக் கொண்டே செல்கிறது. ஆனால் படிகமாதலின் போது வெளிப்பட்ட வெப்பம் குளிர்வுறுவதை தடை செய்வதால் வளைகோட்டில் k என்ற இடத்தில் சிறிய முறிவு உண்டாகிறது. உலோகக் கலவை நல்லுருகுக் கலவையின் இயைபைப் பெறும் வரை படிகங்கள் தொடர்ந்து வெளிப்பட்டுக் கொண்டும் வெப்ப நிலை தொடர்ந்து சீராகக் குறைந்துக் கொண்டும் இருக்கிறது. பின் வெப்ப நிலை குறைவது நின்றுவிடுகிறது (புள்ளி k); ஏனெனில் நல்லுருகு கலவை ஒரு நிலையான வெப்ப நிலையில் பிரியத் தொடங்குகிறது. நல்லுருகு கலவை முழுவதும் பிரிந்த பிறகு cb-யின் வழியாக வெப்ப நிலை மீண்டும் குறையத் தொடங்குகிறது.

இரண்டு உலோகக் கூறுகளைக் கொண்ட பல்வேறு கலவைகளுக்கு இவ்வாறு பெறப்பட்ட பல வளைகோடுகளின் அடிப்படையில் எடுத்துக் கொண்ட எந்த ஒரு அமைப்பிற்கும் நிலைமைப் படத்தை வரையலாம். படம் 127 Bi-Cd அமைப்பிற்கும் இது எவ்வாறு செயல்படுத்தப்படுகிறது என்பதைக் காட்டுகிறது. வளைகோடுகள் 1 மற்றும் 7 தூய பிஸ்மத் மற்றும் காட்மியம் திண்மமாதலைக் குறிக்கின்றன; எஞ்சிய எல்லா வளைகோடுகளும் படிப்படியாக பிஸ்மத்தின் விழுக்காடு குறையும்படி உள்ள கலவைகள் குளிர்ச்சி அடைவதைக் குறிக்கின்றன. இவ் வளை கோடுகளில் 4 நல்லுருகு கலவை **(60% Bi மற்றும் 40% Cd)** திண்மமாதலைக் குறிக்கிறது. கலந்த உலோகங்கள் வேதிச் சேர்மங்கள் மற்றும் திண்மக் கரைசல்கள் ஆகிய இரண்டையும் உண்டாக்காமல் இருந்தால்தான் இப்போது பார்த்தது போன்ற நிலைமைப் படங்கள் கிடைக்கின்றன இங்கு விவரிக்கப்பட்டதோடு, இதுபோன்ற உலோகக் கலவைகளுக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாக இருப்பவை Cu-Ag (நல்லுருகு கலவையில் 28% Cu மற்றும் 72% Ag) Pb-Sb (நல்லுருகு கலவையில் 13% Sb மற்றும் 87% Pb) மற்றும் பல கலவைகளாகும்.

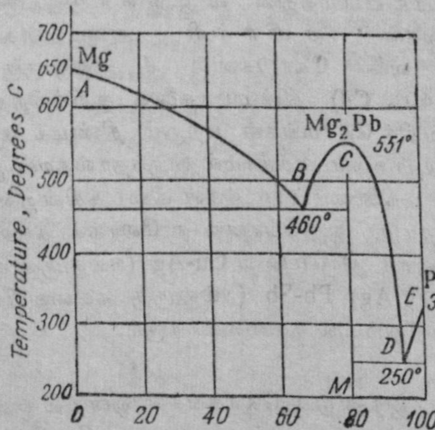
உருக்கப்பட்ட இரண்டு உலோகங்கள் ஒன்றில் ஒன்று எளிய முறையில் கரையாமல் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வேதிச் சேர்மங்களை உண்டாக்கினால், நிலைமைப் படங்கள் மிகவும் சிக்கலானவைகளாக உள்ளன.



படம் 127.

குளிர்வுறு வளைகோடுகளிலிருந்து நிலைமைப் படங்களை வரைதல்.

படம் 128 மக்னீசியம் லெட் அமைப்பின் நிலைமைப் படத்தைக் காட்டுகிறது. இவ்விரண்டு உலோகங்களும் ஒரு குறிப்பிட்ட வேதிச் சேர்மத்தை Mg_2Pb உண்டாக்குகின்றன. இங்கு 460 மற்றும் 250°C வெப்பநிலைகளுக்கான இரண்டு நல்லுருகு கலவைகளின் புள்ளிகளைக் (*B* மற்றும் *D*) காண்கிறோம். வளைகோடு *ABCDE*-யின் மீது காணப்படும் ஓங்கிய உயர்வு (புள்ளி *C*) Mg_2Pb சேர்மத்தின் உருகுநிலையைக் குறிக்கிறது; கிடை அச்சிலுள்ள புள்ளி *M* இதன் இயைபைக் குறிக்கிறது. குளிரச் செய்யும்போது உலோகக் கலவையிலிருந்து மக்னீசியம் கோடு *A B* வழியாகவும், லெட் கோடு *E D* வழியாகவும் மற்றும் Mg_2Pb கோடு *B C D* வழியாகவும் பிரிகின்றன. எனவே, 40 % லெட்



படம் 128.

Mg-Pb அமைப்பின் நிலைமைப் படம்.

டைக் கொண்டுள்ள (60% Mg) ஒரு நீர்ம உலோகக் கலவையை குளிரச் செய்தால், மக்னீசியம் படிகங்கள் முதலில் பிரிகின்றன; இவை பிரியும்போது வெப்பநிலை குறைந்து கொண்டே வந்து 460°C-ஐ எட்டியதும் எஞ்சியுள்ள நீர்மம்முழுதும் ஒரு நிலையான வெப்ப நிலையில் திண்மமாக மாறத் தொடங்கி, மிகச் சிறிய படிகங்களையுடைய மக்னீசியமும் வேதிச்சேர்மம் Mg_2Pb யும் கலந்த ஒரு நல்லுருகுக் கலவை உண்டாகிறது.

75% லெட்டைக் கொண்டுள்ள ஒரு நீர்மக் கலவையை குளிரச் செய்தால் இதுபோன்ற விளைவே நிகழ்கிறது; ஆனால் இங்கு முதலில் படிகங்களாகப் பிரிவது Mg_2Pb வேதிச் சேர்மமாகும். வெப்பநிலை 460°C எட்டும் வரை இது தொடர்ந்து நிகழ்கிறது. இவ் வெப்ப நிலையில்தான் நல்லுருகுக் கலவை உண்டாகிறது.

கலவை 80% அளவிற்கு அதிகமாக லெட்டைப் பெற்றிருப்பின் 250°C-ல் நல்லுருகுக் கலவைத் திண்மமாகப் பிரியும் இதனை ஒத்த விளைவுகள் உண்டாகின்றன (படம் 128-ல் வளைகோடு *C D E*-ஐ காண்க).

எனவே, வளைகோட்டின் இடது பாதி *A* யிலிருந்து *C* வரை இருப்பது Mg மற்றும் Mg_2Pb ஆகியவற்றின் கலவைகளின் உருகுதல் வளைகோடாகும்; வலதுபாதி *C*-யிலிருந்து *E* வரை இருப்பது Pb மற்றும் Mg_2Pb ஆகியவற்றின் கலவைகளின் உருகுதல் வளைகோடாகும்.

உருகச் செய்யும்போது இரண்டு உலோகங்கள் பல்வேறு வேதிச் சேர்மங்களை உண்டாக்குமானால், எத்தனை சேர்மங்கள் உள்ளனவோ அத்தனை உயர்வுகள் அவற்றின் உருகுதல் வளைகோட்டின் மீது காணப்படும்; ஒவ்வொரு உயர் புள்ளியும் ஒவ்வொரு சேர்மத்தின் இயைபைக் குறிக்கும்.

இவ்வாறு, வெப்பப் பகுப்பாய்வு, உலோகக் கலவைகளின் பொதுத்தன்மை, மற்றும் கலந்த உலோகங்களினால் உண்டாக்கப்பட்ட சேர்மங்களின் எண்ணிக்கை மற்றும் இயைபு ஆகியவற்றை பற்றி நன்கு அறிந்து கொள்வதற்கு வழி செய்கிறது. இது உலோகக் கலவைகளின் எல்லாப் பண்புகளையுமே நிர்ணயிக்க உதவுகிறது.

எடுத்துக் காட்டு. Bi-Cd அமைப்பின் நிலைமைப் படத்தைப் பயன்படுத்தி (a) 50% காட்மியத்தையும் 50% பிஸ்மத்தையும்

கொண்டுள்ள ஒரு நீர்மக் கலவையைக் குளிரச் செய்தால் எந்த உலோகம் முதலில் பிரியும்; (b) நல்லுருகுக் கலவை எய்தும் முன் 500 கி. உலோகக்கலவையிலிருந்து எத்தனை கிராம் இவ்வுலோகம் பிரிவடையும் என்பதைக் கண்டறிக.

1. படம் *124*-லிருந்து உலோகக் கலவை திண்மமாக மாறத் துவங்கும் வெப்பநிலைக்குரிய புள்ளி *BC* மீது இருக்கவேண்டும் என அறியப்படுகிறது. எனவே, கலவையைக் குளிரச் செய்தால் முதலில் படிகமாகப் பிரிவது காட்மியமாக இருக்கும்; எஞ்சிய திரவப் பகுதி நல்லுருகு கலவையின் இயைபை எய்தும் வரை இது தொடர்ந்து படிகங்களாகப் பிரிந்து கொண்டே இருக்கும்.

2. நல்லுருகுக் கலவை *60%* பிஸ்மத்தைப் பெற்றிருப்பதால், எல்லா பிஸ்மத்தும் நல்லுருகுக் கலவையிலேயே அடங்கி இருக்க வேண்டும். பின் நல்லுருகுக் கலவையில் அடங்கியிருக்கும் காட்மியத்தின் நிறையைப் பின்கண்ட விகிதத்தைக் கொண்டு நிர்ணயிக்கலாம் :

$$60 : 40 = 250 : x$$

$$x = \frac{40 \times 250}{60} = 166{\cdot}7 \text{ கி Cd}$$

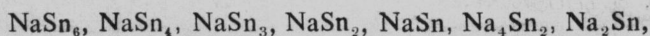
எனவே, நல்லுருகுக் கலவை உண்டாவதற்கு முன் பிரியும் காட்மியத்தின் அளவு

$$250 - 166{\cdot}7 = 83{\cdot}3 \text{ கி Cd}$$

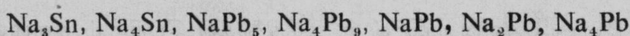
வெப்பப் பகுப்பாய்வு, உலோகங்கள் ஒன்றோடு ஒன்று கூடி உண்டாக்கும் பல்வேறு சேர்மங்களைக் கண்டுபிடிப்பதற்கு வழி வகுத்தது. இச் சேர்மங்களை **உலோக இடையீட்டுச் சேர்மங்கள்** (Intermetallic Compounds) என்கிறோம். தற்போது நாம் அறிந்த வரை, இதுபோன்ற சேர்மங்கள் அதிக அளவில், கார மற்றும் கார மண் உலோகங்கள், ஓரளவிற்குக் குறைந்த உலோகப் பண்புகளைக் கொண்ட ஒன்றைத் துணைத் தொகுதிகளிலுள்ள உலோகங்களுடன் கூடும்போது உண்டாகின்றன.

உலோக இடையீட்டுச் சேர்மங்களின் இயைபுகள் பொதுவாக வாய்பாடுகள் மூலம் தெரிவிக்கப்படுகின்றன. ஆனால் இவ் வாய்பாடுகள் உலோகங்கள், அலோகங்களுடன் கூடக்கிடைக்கும் சேர்மங்களைத் தெரிவிக்கும் இணைதிறன் அடிப்படையில் அமைந்த வாய்பாடுகளுக்கு எதிர்மாறானது. எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம்

டின் மற்றும் லெட்டுடன் பின்கண்ட சேர்மங்களை உண்டாக்கு கிறது :



$$NaSn_6, NaSn_4, NaSn_3, NaSn_2, NaSn, Na_4Sn_2, Na_2Sn,$$



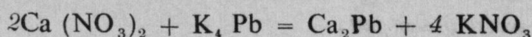
$$Na_3Sn, Na_4Sn, NaPb_5, Na_4Pb_9, NaPb, Na_2Pb, Na_4Pb$$

பல உலோக இடையீட்டுச் சேர்மங்கள் மிகவும் நிலையாக உள்ளன; இவை, இவற்றின் உருகுநிலைகளுக்கு மிகவும் அதிக மான வெப்பநிலைகளிலும்கூடச் சிதைவதில்லை.

உலோக இடையீட்டுச் சேர்மங்கள் நீர்ம அம்மோனியாவில் கரைந்து, மின்சாரத்தைக் கடத்தும் கரைசல்களை உண்டாக்கு கின்றன. இதுபோன்ற கரைசல்களை மின்னாற்பகுக்கும்போது, குறைந்த நேர்மின் தன்மை கொண்ட உலோகம் நேர்மின்முனை யிலும் மற்றொன்று எதிர்மின் முனையிலும் படிகின்றன. எடுத்துக் காட்டாக, Na_4Pb_9 கரைசலை மின்னாற்பகுத்தால், லெட் எதிர் மின் முனையிலும் சோடியம் நேர்மின் முனையிலும் படிகின்றன.

உலோக இடையீட்டுச் சேர்மங்கள் கரைசலில் பல்வேறு உப்புகளுடன் பரிமாற்ற வினையில் ஈடுபடுகின்றன.

எடுத்துக்காட்டு :



$$2Ca(NO_3)_2 + K_4Pb = Ca_2Pb + 4\,KNO_3$$

சாதாரண உப்புகளில் நடைபெறுவதுபோல் உலோக இடை யீட்டுச் சேர்மங்களிலிருந்து உலோகங்களைப் பிற உலோகங் களால் இடப் பெயர்ச்சி செய்யமுடிகிறது.

உலோக இடையீட்டுச் சேர்மங்கள் உண்டாவதற்கான விளக்கம் அறிமுறை அடிப்படையில் இதுவரை சரியாக வழங்கப் படவில்லை. பண்புகளில் மிகவும் ஒத்த உலோகங்கள் பொது வாக ஒன்றோடு ஒன்று சேர்மங்களை உண்டாக்குவது இல்லை என்பது மட்டும்தான் இதனைப்பற்றி அறியப்பட்டுள்ளது.

உலோகக் கலவைகளைப் பற்றி அறிந்துகொள்ள தற்போது தான் X-கதிர் முறைகள் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. உலோகக் கலவையில் படிகங்களின் அக அமைப்பு மற்றும் அவற்றின் படிகக்கூடு அமைப்புகள் ஆகியவற்றை நிர்ணயிக்க இவை உதவுகின்றன.

உலோகக் கலவையின் பண்புகள் அவற்றில் கலந்துள்ள உலோகங்களின் பண்புகளிலிருந்து பெரிதும் வேறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன. உலோகங்களை உருக்கும்போது பல்வேறு,

வேதிச் சேர்மங்கள் அல்லது திண்மக் கரைசல்கள் உண்டாவதால் இவற்றின் பண்புகள் உலோகங்களின் சராசரிப் பண்புகளாக இருப்பதில்லை.

உலோகக் கலவைகளின் உருகுநிலைகள் பெரிதும் கலவையில் மிகவும் எளிதாக உருகும் தன்மையுடைய கூறின் உருகுநிலையை விடக் குறைவாக உள்ளன. மிகக் குறைந்த உருகுநிலையைக் கொண்ட ஓர் உலோகக் கலவை லெட் (4 பங்கு), டின் (2 பங்கு), பிஸ்மத் (6 பங்கு) மற்றும் காட்மியம் (1 பங்கு) ஆகியவற்றைப் பெற்றுள்ளது. இது 75°C-ல் உருகுகிறது; அதாவது இதனைச் சூடான நீரில் அமுக்கினாலும் உருகிவிடுகிறது. ஆனால், நான்கு உலோகங்களிலும் மிகவும் எளிதில் உருகும் டின்னினுடைய உருகுநிலை 231·9°C ஆகும். மாறாக, உலோகக் கலவைகளின் கடினத் தன்மை, முக்கியமாக, அவை வேதிச் சேர்மங்களைப் பெற்றிருக்கும் போது பொதுவாகக் கலவையின் இயைபு பகுதிகளுக்கு உரியதைவிட அதிகமாக உள்ளது; இவ் வேதிச் சேர்மங்கள் ஒரு விதியைப்போல கலக்கப்பட்ட உலோகங்களைவிட அதிகக் கடினத் தன்மையுடன் உள்ளன. ஆனால், அதே சமயத்தில் இவை மிகவும் நொறுங்கக்கூடியவைகளாக உள்ளன. முக்கியமாக, திண்மக் கரைசல்களைக் கொண்டுள்ள உலோகக் கலவைகள் மிகவும் கடினமாகக் காணப்படுகின்றன.

196. மிகத் தூய உலோகங்களைத் தயாரித்தல்

அண்மைக் காலத்தில் பொறியியல் துறையில் வளர்ச்சி அடைந்த பல புதிய கிளைத் தொழில்துறைகள், முன்பெல்லாம் பயன்படுத்தப்பட்டு வந்த உலோகங்களைக் காட்டிலும் மிகத் தூய நிலையில் அவற்றைப் பெறுவதற்கான முயற்சியில் ஈடுபடவேண்டியிருந்தன. சான்றாக, அணு உலை நன்கு நம்பகமாக வேலை செய்வதற்கு அதில் பயன்படுத்தப்படும் பிளவுறு பொருள்களில் போரன், காட்மியம் போன்ற 'பயங்கரமான' மாசுகளின் அளவு ஒரு விழுக்காட்டில் பத்து நூறாயிரத்திலொரு பங்கைவிட அதிகமாகாமல் இருக்கவேண்டும். தூய சிர்க்கோனியம் அணு உலைகளை அமைப்பதற்காக மிகமுக்கியக் கட்டுமானப் பொருள்களில் ஒன்றாக உள்ளது; ஆனால், அதில் மிக மக்கக் குறைந்த அளவில்கூட ஹாஃப்னியம் இருப்பின் அது பயனில்லாமல் போய்விடுகிறது. குறை மின் கடத்திகளுக்குப் பயன்படும் ஜெர்மானியத்தில், உலோகத்தின் 10 மில்லியன் அணுக்களுக்கு 1 அணு P, As அல்லது Sb-க்கு அதிகமாக இருக்கக்கூடாது. தற்போது, தானியங்கு மற்றும் ராக்கெட் பொறியியலில் பெரிதும் பயன்படும் வெப்பம்

தாங்க வல்ல உலோகக் கலவைகளில் மிகச் சிறியளவில்கூட லெட்டோ சல்ஃபரோ இருக்கக்கூடாது.

மிகத் தூய உலோகங்களை ஆய்ந்து அறிந்தால் பல எடுத்துக் காட்டுகளில் அவற்றின் பண்புகளைப் பற்றிய முந்தைய கருத்துகள் எல்லாம் பிழையானவை எனத் தெரியவருகிறது. முன்பு நொறுங்கும் தன்மையான மற்றும் பிளாஸ்டிக் தன்மை யற்றவை எனக் கருதப்பட்ட பல உலோகங்கள் தூய நிலையில் மிகவும் பிளாஸ்டிக் தன்மையுடன் உள்ளன என நிரூபிக்கப் பட்டுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, டைட்டேனியம்,காய்ச்சி உருக்கி மெல்லிய தகடுகளாகவும் பட்டைகளாகவும் மாற்றக்கூடிய அளவிற்கு மிகவும் பிளாஸ்டிக் தன்மையைத் தூய நிலையில் பெறுகிறது. மிகவும் பிளாஸ்டிக் தன்மை கொண்ட வேறோர் உலோகம் தூய குரோமியமாகும். மிகத் தூய அலுமினியம் லெட்டைப் போன்ற மிருது தன்மையைப் பெற்றுள்ளது; இதன் மின்கடத்தும் திறன் சாதாரண அலுமினியத்தைவிட மிக அதிக மானதாகும்.

தூய உலோகங்களை, மின்பகுப்பு முறை மற்றும் பல்வேறு வேதிச் சேர்மங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜன், கால்சியம், மக்னீசியம் அல்லது அலுமினியத்தைக் கொண்டு ஒடுக்கம் பெறச் செய்து மற்றும் பல்வேறு முறைகளிலும் தயாரிக்கலாம்; இருப்பினும் இம் முறைகளில் பெறப்பட்ட உலோகங்களின் தூய்மை இன்றைய தொழில்நுணுக்க வேலைகளுக்குப் போதுமானதாக இருப்பதில்லை. எனவே, உலோகங்களை தூய்மைப்படுத்துவதற்கான பல சிறப்பு முறைகள் சமீபகாலத்தில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. இவற்றுள் மிகவும் சிறப்பானவை: (1) வெற்றிடத்தில் உலோகங்களை மீண்டும் உருக்கித் தூய்மைபடுத்துதல், (2) உலோகங்களின் பகுதி உருகுதல் (zone melting of metals) மற்றும் (3) செஞ் சூடான பரப்பில் உலோகங்களின் ஆவியாகும் சேர்மங்களைச் சிதையச் செய்தல்.

வெற்றிடத்தில் உலோகங்களை மீண்டும் உருக்கித் தூய்மைப் படுத்தும் முறை தூய்மை செய்யவேண்டிய உலோகம் மற்றும் அதில் அடங்கியுள்ள அசுத்தங்களின் கொதிநிலைகளில் காணப் படும் வித்தியாசத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டது. இம்முறையில் உலோகத்திலிருந்து அசுத்தங்களோ அல்லது அசுத்தங்களி லிருந்து உலோகமோ வெளிக் கடத்தப்படுகிறது. இம் முறை, மிகத் தூய லித்தியம், கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் பேரியம் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. குரோமியம்,

மாங்கனிஸ் மற்றும் பெரிலியம் ஆகியவற்றை உற்பத்தி செய்வதற்கும் இம் முறையைப் பயன்படுத்தலாம்.

பகுதி உருகுதல் முறை: தூய்மை செய்யவேண்டிய உலோகத்தின் திண்ம மற்றும் நீர்ம நிலைமைகளில் அசுத்தங்களின் கரைதிறனில் காணப்படும் வித்தியாசத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டது. இம் முறையில், உலோகக் கட்டியைக் கொண்டுள்ள சிறப்பாக வடிவமைக்கப்பட்ட ஒரு படகு அல்லது மூசை, மிகவும் மெதுவாக (ஒரு மணிக்குப் பல மில்லிமீட்டர்கள் அளவில்) ஓர் உலையினூடே நகர்த்தப்படுகிறது. இதனால் உலோகத்தின் ஒரு சிறு பகுதி (zone), அச்சமயத்தில் உலையில் உள்ள பகுதி உருகுகிறது. மூசை நகர நகர நீர்ம உலோகப் பகுதி உலோகக் கட்டியின் ஒரு முனையிலிருந்து மற்றொன்றிற்குச் செல்கிறது. உலோகத்தில் அடங்கியுள்ள அசுத்தங்கள் நீர்ம உலோகப் பகுதியில் கரைந்து அதனுடனே சென்று இச் செயல் முடிவுறும்போது கட்டியின் இறுதியை அடைகின்றன. இது போன்று பல முறை திரும்பத் திரும்பச் செய்து மிகத் தூய உலோகத்தைப் பெறலாம்.

பகுதி உருகுதல் முறை ஜெர்மானியம், சிலிக்கன், டின், அலுமினியம், பிஸ்மத் மற்றும் காலியம் ஆகியவற்றைத் தூய்மைப் படுத்தப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

செஞ்சூடான பரப்பில் உலோகங்களின் ஆவியாகும் சேர்மங்களைச் சிதைத்தல்: டைட்டேனியம், சிர்கோனியம், குரோமியம், டான்டலம், நியோபியம், சிலிக்கன் மற்றும் வனேடியம் ஆகியவை குறைந்த வெப்பநிலைகளிலேயே ஆவியாகக்கூடிய சேர்மங்களை எளிதில் உண்டாக்குகின்றன. இச்சேர்மங்கள் ஒரு செஞ்சூடான பரப்பின்மீது படும்போது, சிதைந்து, மிகத் தூய உலோகப் படலத்தைப் படியச் செய்கின்றன.

எடுத்துக்காட்டிற்காகத் தூய சிர்கோனியம் தயாரிக்கும் முறை கீழே விவரிக்கப்பட்டுள்ளது. சிர்கோனியம் எளிதில் அயோடினுடன் வினைபுரிந்து 200 அல்லது 300°C-ல் வாயுவாக இருக்கக் கூடிய ஒரு சேர்மத்தை உண்டாக்குகிறது. எனவே, அசுத்தமான சிர்கோனியம் மற்றும் அயோடின் கலந்த கலவையைச் சூடு செய்தால், சிர்கோனியம் அதன் அசுத்தங்களிலிருந்து பிரிந்து வாயு நிலைமைக்குச் செல்கிறது. இவ்வாறு உண்டான வாயுவை 1,200—1,400°C-க்குச் சூடுசெய்த ஒரு கம்பியின்மீதுசெலுத்தினால், அது அதன் கூறுகளாகச் சிதைகிறது. சிர்கோனியம் கம்பி மீது படிகிறது. விடுபட்ட அயோடின் மீண்டும் அசுத்தச் சிர்கோனியத்தின் புதிய பகுதிகளைத் தூய்மைப்படுத்தப் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

19. தனிம வரிசை அட்டவணையின் முதல் தொகுதி

தனிம வரிசை அட்டவணையின் முதல் தொகுதியில் உள்ள தனிமங்களின் அணுக்கள் அவற்றின் வெளி ஷெல்களில் ஒத்த எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இவை ஒவ்வொன்றின் வெளி ஷெல்லிலும் ஓர் எலெக்ட்ரான்தான் உள்ளது; ஆனல், ஈற்றயல் ஷெல்லின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு வெவ்வேறு தனிமங்களில் வேறுபடுகிறது. இது இவற்றின் பண்புகளைப் பெரிதும் பாதிக்கச் செய்து, இத் தொகுதியை முக்கிய மற்றும் துணைத் தொகுதிகளாகப் பிரிப்பதற்குக் காரணமாக உள்ளது. முக்கியத் துணைத்தொகுதியில், மாதிரித் தனிமங்களான **லித்தியம், சோடியம்** மற்றும் **பொட்டாசியம், ருபீடியம், சீசியம்** ஆகிய தனிமங்கள் அடங்கும். பின்னவை மூன்றும் முன்னவை இரண்டினை ஒத்த அணு அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இவை அட்டவணையின் நீள்வரிசைகளில் இரட்டை வரிசையில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.[1]

இத் தொகுதியிலுள்ள ஒவ்வொரு தனிமமும் ஈற்றயல் ஷெல்களில் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. இரண்டாவதான துணைத்தொகுதியில் நீள்வரிசைகளில் உள்ள ஒற்றை வரிசையைச் சார்ந்த **காப்பர், சில்வர், கோல்டு** ஆகியவை அடங்கும். இவற்றின் ஈற்றயல் ஷெல்களில் 18 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன.

197. பொதுப்பண்புகள்

முதல்தொகுதியின் முக்கிய மாதிரித்தனிமங்களான சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியத்தின் ஹைட்ராக்சைடுகள் நீண்ட நாள்களாகக் காரங்கள் (alkalis) என அறியப்பட்டு வந்திருந்ததன் காரணமாக இத் தொகுதியின் முக்கியத் துணைத் தொகுதிகளில் உள்ள

[1] இந்த உப தொகுதியில் செயற்கை முறையில் பெறப்பட்ட ஃபிரான்ஸியமும் (அணு எண் 87) அடங்கும்.

தனிமங்களுக்குக் 'காரஉலோகங்கள்' என்ற பெயர் வழங்கப்பட்டது. இக் காரங்களிலிருந்துதான் (உருகிய நிலையில்) 1807-ல் டேவி முதன் முதலாகத் தனிப் பொட்டாசியத்தையும் சோடியத்தையும் மின்பகுப்பு முறையில் தயாரித்தார்.

கார உலோகங்கள்

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
லித்தியம்	Li	6·939	3	2	1				
சோடியம்	Na	22·9898	11	2	8	1			
பொட்டாசியம்	K	39·102	19	2	8	8	1		
ருபீடியம்	Rb	85·47	37	2	8	18	8	1	
சீசியம்	Cs	132·905	55	2	8	18	18	8	1

வெளி ஷெல்லில் ஒரே ஓர் எலக்ட்ரானைக் கொண்டுள்ள கார உலோகங்களின் அணுக்கள் இவ்வெலெக்ட்ரானை (அணுக்கருவிலிருந்து தூரமாக உள்ள) எளிதில் வழங்கி, ஒரு நேர்மின் சுமையைக் கொண்ட அயனிகளாகி, மந்த வாயுக்களின் நிலையான அமைப்பைப் பெறுகின்றன. எனவே, காரஉலோகங்கள் உலோகங்களின் மிகச் சிறந்த மாதிரித் தனிமங்களாக உள்ளன. இவற்றின் எல்லா உலோகப் பண்புகளும் ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன. காரஉலோகங்கள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்ளும் திறனைச் சிறிதும் பெற்றில்லை.

வெளி ஷெல் எலெக்ட்ரான் அமைப்புடன் ஈற்றயல் ஷெல் எலெக்ட்ரான் அமைப்பும் ஒத்திருப்பது கார உலோகங்களுக்கு இடையே காணப்படும் மிகுந்த ஒற்றுமையை விளக்குவதாக உள்ளது. ஆனால் அதே சமயத்தில், லித்தியத்திலிருந்து சீசியம் வரை செல்லும்போது, அணுவில், அணுக்கரு மின் சுமையும் மொத்த எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் உயர்ந்துகொண்டே செல்வது இத் தொகுதியிலுள்ள தனிமங்களிடையே பண்பளவில் சில வேற்றுமைகளை உண்டாக்குகிறது. மற்றத் தொகுதிகளில் காணப்படுவது போல இவ் வேற்றுமைகள் முக்கியமாக, அணு எண் அதிகரிக்கும்போது இத் தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் வழங்கும் தன்மை எளிதில் அதிகரிப்பதில் காணப்படுகிறது.

198. காணப்படும் விதம், தயாரித்தல் மற்றும் பண்புகள்

உயர் ஏற்றம் அடையும் திறன் காரணமாகக் காரஉலோகங்கள் இயற்கையில் சேர்மங்களாக மட்டும்தான் காணப்படுகின்றன. பூமியில் மிகையாகக் காணப்படும் தனிமங்களுள் சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியமும் அடங்கும்: பூமியின் மேலோட்டில் எடையளவில் சோடியம் 2·40 விழுக்காட்டளவும், பொட்டாசியம் 2·35 விழுக்காட்டளவும் உள்ளன. இரண்டு உலோகங்களும் பல்வேறு சிலிக்கேட் வகைக் கனிமங்கள் மற்றும் பாறைகளில் அடங்கியுள்ளன. சோடியம் குளோரைடு கடல் நீரில் உள்ளது; மற்றும் கோளத்தின் பல இடங்களில் பாறை உப்புப் படிவுகளாகக் காணப்படுகிறது. இப் படிவுகளின் மேற்பகுதிகள் சில சமயங்களில் பெருமளவில் பொட்டாசியத்தைப் பொட்டாசியம் குளோரைடாகவும் மற்றும் சோடியம் மக்னீசியத்துடன் இரட்டை உப்புகளாகவும் பெற்றுள்ளது. இருப்பினும் வாணிப முறையில் முக்கியத்துவம் உடைய பொட்டாசியம் உப்புகளின் படிவுகள் மிகவும் குறைவே. இவற்றுள் மிகவும் முக்கியமானது சோவியத் நாட்டிலுள்ள சோலிகாம்ஸ்க் படிவுகள், GDR-லுள்ள ஸ்டாஸ்ஃபர்ட் படிவுகள் மற்றும் பிரான்ஸிலுள்ள அலஸ்க் படிவுகள் ஆகியவைகளாகும். சோடியம் நைட்ரேட்டின் படிவுகள் சிலியில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. பல ஏரிகளின் நீர்களில் சோடா அடங்கியுள்ளது. சோடியம் சல்ஃபேட் மிகப்பெரும் அளவில் காஸ்பியன் கடலின் காரா-போகாஸ்-கோல் வளைகுடாவில் காணப்படுகின்றது. இங்குக் குளிர்காலத்தில் இவ் வுப்பு மொத்தமான படிவுகளாகப் படிந்து காணப்படுகின்றது.

மற்ற மூன்று கார உலோகங்களான லித்தியம், ருபீடியம் மற்றும் சீசியம் ஆகியவை சோடியம், பொட்டாசியத்தைவிட மிகக் குறைவாகக் காணப்படுகின்றன. லித்தியம் மற்ற இரண்டைவிட அடிக்கடி காணப்படுகிறது; ஆனால் லித்தியத்தைக் கொண்டுள்ள கனிமங்கள் சேகரமடைந்து காணப்படுவது அரிதாக உள்ளது. பல கனிம ஊற்று நீர்கள், மண், பீட்ரூட், புகையிலை போன்ற சில தாவரங்களின் சாம்பல்கள் ஆகியவற்றில் மிகச் சிறு அளவில் லித்தியத்தைக் கண்டறியலாம். ருபீடியமும் சீசியமும் சில லித்தியம் கனிமங்களில் குறைந்த அளவுகளில் காணப்படுகின்றன.

கார உலோகங்கள் சேர்மங்களில் எப்போதும் நேர்மின் அயனிகளாகவே காணப்படுகின்றன. கார உலோகங்களின் அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களை வழங்கி மிக எளிதில் ஏற்றம் அடைவதால், இவற்றின் அயனிகளை ஒடுக்கம் பெறச் செய்வது மிகவும் சிரமமாக உள்ளது. எனவே, கார உலோக அயனிகளை ஒடுக்கு

வதற்கு மிகவும் சக்தி வாய்ந்த ஒடுக்கக் கரணி, அதாவது மின் சாரம் தேவைப்படுகிறது. சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் அவற் றின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் அல்லது குளோரைடுகளை உருகிய நிலையில் மின்பகுப்பு அடையச் செய்து வாணிப முறையில் தயா ரிக்கப்படுகிறது. லித்தியம், உருகிய லித்தியம்குளோரைடு அல்லது லித்தியம் மற்றும் பொட்டாசியம் குளோரைடுகளின் கலவையை மின்னாற் பகுத்துத் தயாரிக்கப்படுகிறது.

எல்லாக் கார உலோகங்களும் ஒரு பிரகாசமான உலோகப் பொலிவைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றைப் புதியதாக வெட்டும்போது இப் பொலிவு நன்கு தெரியும். காற்றில் பொலிவுடைய உலோ கத்தின் பரப்பு ஏற்றம் அடைவதன் காரணமாக உடனடியாக மங்கலாக மாறிவிடுகிறது.

மிகக் குறைந்த கடினத் தன்மை, உயர் மின்கடத்தும் திறன், குறைந்த அடர்த்தி, குறைந்த உருகுநிலை மற்றும் குறைந்த கொதி நிலை ஆகியவை கார உலோகங்களின் சிறப்புப் பண்புகளாகும். லித்தியம் மிகக் குறைந்த அடர்த்தியை, 0·534 கி./செ.மீ.^{3} பெற் றுள்ளது; சீசியம் மிகக் குறைந்த உருகுநிலையை 28·5°C பெற்றுள்ளது.

கார உலோகங்களின் மிக முக்கிய இயற்பியல் மாறிலிகள் அட்டவணை 28-ல் தரப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 28

கார உலோகங்களின் முக்கிய இயற்பியல் மாறிலிகள்

மாறிலிகள்	லித்தியம் Li	சோடியம் Na	பொட்டா சியம் K	ருபீடியம் Rb	சீசியம் Cs
அடர்த்தி, கி./செ.மீ.^{3}	0.534	0.97	0.86	1·532	1.90
உருகுநிலை, டிகிரி C	180	97.8	63.6	38.8	28.5
கொதிநிலை, டிகிரி C	1,350	900	776	705	688
அணுஆரம், Å	1.55	1.89	2.36	2.48	2.68

கார உலோகங்கள் நீர்ம அம்மோனியாவில் கரைந்து ஆழ்ந்த நீல நிறமுடைய கூழ்மக் கரைசல்களை உண்டாக்குகின்றன.

ஒரு கார உலோகத்தின் உப்பை எரிகருவியின் புகையில்லாத சுடரில் காட்டினால், உப்புச் சிதைந்து உண்டாகும் உலோகத்தின்

ஆவிகள் சுடருக்கு ஒரு சிறப்பான நிறத்தை வழங்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, லித்தியம் சிவப்பு நிறத்தையும் சோடியம் மஞ்சள் நிறத்தையும் தோற்றுவிக்கின்றன. நிறநிரல் காட்டி வழியாக நிறம் கொண்ட சுடரை ஆய்ந்தால் எடுத்துக்கொண்ட உலோகம் ஒரு தனித் தன்மை வாய்ந்த நிறநிரலைப் பெற்றிருப்பது தெரிய வருகிறது. இம் முறையில், பொருள்களில் இத் தனிமங்கள் மிக மிகக் குறைந்த அளவில் இருப்பினும் கண்டறிய முடிகிறது.

நிறநிரல் பகுப்பாய்வு (Spectral Analysis): வாயு நிலையில் பல்வேறு பொருள்களின் நிறநிரலின் ஆய்வுகளிலிருந்து, எல்லா வேதித் தனிமங்கள் மற்றும் பல சிக்கலான பொருள்கள் ஆகியவை ஒவ்வொன்றும் அவற்றிற்குரிய ஒரு சிறப்பான நிற நிரலைப் பெற்றுள்ளன என அறியப்படுகிறது. வெவ்வேறு பொருள்களின் நிறநிரல்கள் எண்ணிக்கை மற்றும் கோடுகளின் அமைப்பு முறையில் வேறுபட்டுள்ளன. கலவைகளில், ஒவ்வொரு பொருளுக்கும் சிறப்பாக உள்ள சிறப்பு நிறநிரல் பெறப்படுகிறது. எனவே, ஒரு கலவையிலுள்ள எந்த ஒரு குறிப்பிட்ட பொருளையும் அதன் நிறநிரல் கொண்டு அறிந்துகொள்ள முடியும். இதுவே, பொருள்களை ஆய்ந்து கண்டறியும் நிறநிரல் பகுப்பாய்வு எனப் படும் ஒரு சிறப்பான முறையின் அடிப்படைத் தத்துவமாகும்.

நிறநிரல் பகுப்பாய்வு வேதியியலுக்கு, முக்கியமாக ஆய்ந்தறியப்பட வேண்டிய பொருள் மிகக் மிகக் குறைவாக இருக்கும்போது மிகவும் அவசியமாகிறது. இம் முறையின் நுண் திறமை சாதாரண வேதியியல் வினைகளுடையவற்றைவிட மிகவும் மேம்பட்டுக் காணப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, சோடியத்தின் ஒரு கிராமில் ஆயிரம் பத்து நூறாயிரத்திலொரு பங்கைச் சுடர் பெற்றிருந்தாலே, அதற்குரிய சிறப்பு மஞ்சள் வரியை நிறநிரல் படம் கொண்டு, கண்டறியமுடிகிறது. மிகக் குறைந்த அளவுகளில் காணப்படும் பல அரிய தனிமங்களின், முக்கியமாக ருபீடியம் மற்றும் சீசியத்தின் கண்டுபிடிப்பு இந் நிறநிரல் பகுப்பாய் வாலேயே ஆகும்.

கார உலோகங்கள் மிக வலிய தனிமங்களுள் அடங்கும். வெவ்வேறு கார உலோகங்களின் வலுவான தன்மை ஒத்திருப்ப தில்லை; அணு எண் உயரும்போது இத் தன்மையும் குறிப்பிடத் தகுந்த அளவிற்கு அதிகரிக்கிறது. வலுவான தன்மை உயர்வது அணு ஆரம் உயர்வதுடன் இணையாகக் காணப்படுகிறது (அட்டவணை 28). (அணு ஆரம் என்பது இணை திறன் எலெக்ட்ரானுக்கும் அணுக்கருவிற்கும் இடையே உள்ள தூரமாகும்.) இந்தச்

சீர்மைத் தன்மைக்குக் காரணம் உண்டு: இணை திறன் எலெக்ட்ரான் அணுக்கருவிலிருந்து எந்த அளவிற்குத் தூரமாக இருக்கிறதோ அந்த அளவிற்கு அணுக்கருவுடன் அது கொண்டுள்ள பிணைப்பின் வலுக் குறைவாக இருக்கும்; எனவே, எலெக்ட்ரான் மிக எளிதில் வெளிப்படக்கூடியதாக இருக்கும். உலோகங்களின் வலுவான தன்மை, அவை இணை திறன் எலெக்ட்ரான்களை எந்த அளவிற்கு எளிதாகத் தரக்கூடும் என்பதைப் பொறுத்து இருப்பதால், இத் தன்மை உண்மையில் லித்தியத்திலிருந்து சீசியம் வரை அதிகரிக்கிறது.

முன்பே கூறியதுபோல, அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான் பிணைப்பின் வலு, அயனியாக்கும் ஆற்றலின் (ionization energy or ionization potential) மதிப்பைக் கொண்டு மதிப்பிடப்படுகிறது. கார உலோகங்களின் அணுக்கள் மிகக் குறைந்த அயனியாக்கும் ஆற்றல்களைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் மதிப்புகள் வோல்ட்டுகளில் பின்வருமாறு:

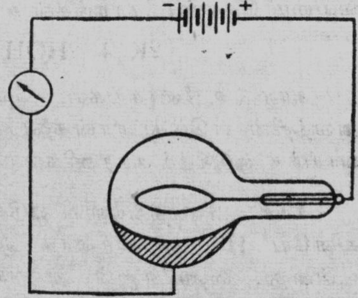
Li	Na	K	Rb	Cs
5·39	5·138	4·339	4·176	3·893

இப்புள்ளிவிவரங்கள், லித்தியம் முதல் சீசியம் வரை அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைகிறது என்பதைக் காட்டுகின்றன. எனவே, இவற்றின் அணுக்கருவிற்கும் வெளி எலெக்ட்ரான்களுக்கும் இடையே உள்ள பிணைப்பின் வலுவும் இவ் வரிசையில் குறைய வேண்டும்.

அயனியாக்கும் ஆற்றலின் குறைவான மதிப்புகளும், பல்வேறு வெளிச் செயல்களினால், முக்கியமாக, உலோகத்தின் தூய பரப்பின்மீது ஒளிபடுவதால், எலெக்ட்ரான்களை எளிதில் வழங்கும் கார உலோகங்களின் திறனை விளக்குவதாக உள்ளன. இவ் வியற்பாடே ஒளிவேதியியக் கலன்களின் அடிப்படைத் தத்துவமாக அமைகிறது. இவை ஒளிவிடும் ஆற்றலை நேரடியாக மின் ஆற்றலாக மாற்ற உதவும் கருவிகளாகும். சீசியம், முக்கியமாக ஒளிச் செயலுக்கு மிகவும் உணர்வு நுட்பமுடையதாக உள்ளது.

படம் 129-ல் ஓர் ஒளி மின்கலம் காட்டப்பட்டுள்ளது. ஒரு கண்ணாடிப்பல்பின் பரப்பில் பாதிஅளவிற்கு அதன் உட்பக்கம் ஒரு கார உலோகத்தினால் ஒரு மெல்லிய படலம் போன்ற பூச்சுக் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. உலோகப்படலத்திற்கு மேலே ஒரு பிளாட்டினக் கம்பியால் செய்த வளையம் உள்ளது. பல்பில்

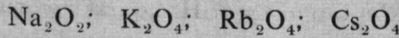
மிகக் குறைந்த அழுத்தத்தில் நியான் அல்லது வேறு மந்த வாயு நிரப்பப்படுகிறது. வளையமும் உலோகப்படலமும் ஒரு வெளி மின்சுற்று மூலம் இணைக்கப்படுகின்றன. இச் சுற்றில் ஓர் உலர் மின்கல அடுக்கும் மின்னோட்ட மானியும் உள்ளன. ஒளி இல்லாதபோது, மின் சுற்றுத் திறந்தவாறு உள்ளது; ஒளிமின் கலத்தினுள் மின்சாரம் செல்வதில்லை. ஆனால், உலோகத்தின் பரப்பின்மீது ஒளி படுமாறு செய்தால், அதிலிருந்து எலெக்ட்ரான்கள் பிரியத் தொடங்கி வளையத்தை நோக்கிப் பரந்து, மின் சுற்றை முழுமையாக்கி இதில் நேரடி மின்சாரத்தை உண்டாக்குகின்றன.



படம் 129.
ஒளி மின்கலத்தின் விளக்கப் படம்

ஒளி மின்கலன்கள் நடைமுறையில், நீண்ட தூரங்களுக்கு உருவப் பிம்பங்களை செலுத்துவதற்கும் (எடுத்துக்காட்டாக, தொலைக் காட்சி), குறி காட்டும் கருவிகளிலும், தானாகச் செயல்படும் கருவிகளிலும், 'ஒலிப்படக் காட்சிகளிலும் பரவலாகப் பயன்படுகின்றன.

எல்லாக் கார உலோகங்களும் தீவிரமாக ஆக்ஸிஜனுடன் கூடுகின்றன. ருபீடியம் மற்றும் சீசியம் காற்றில் தானாகவே தீப்பிடித்து எரியவும் செய்கின்றன; லித்தியம், சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் ஆகியவற்றை இலேசாகச் சூடு செய்தால் சுடர் விட்டு எரிகின்றன. எரியும்போது லித்தியம் ஒன்று மட்டும்தான் நார்மல் ஆக்ஸைடைத் தருகிறது; மற்றவை கீழ்க்கண்ட இயைபுகளைக் கொண்ட பெராக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகின்றன.

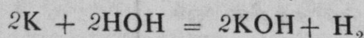


M_2O_4 வகை பெராக்ஸைடுகளின் சரியான அமைப்புப்பற்றி இன்னும் அறியப்படவில்லை; இங்கு M கார உலோகத்தைக் குறிக்கிறது.

கார உலோகங்கள் ஹாலஜன்களுடன், முக்கியமாக, குளோரின் மற்றும் ஃபுளூரினுடன் வினைபுரியும்போது ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபுரிவதைவிடக் குறைந்த தீவிரத்துடன் வினைபுரிவதில்லை.

மின்வேதி வரிசையில் கார உலோகங்கள் ஹைட்ரஜனைவிட மிக உயரே காணப்படுவதால், அவை ஹைட்ரஜனை அமிலங்களி

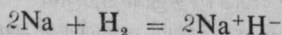
லிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்வதோடு நீரிலிருந்தும் இடப்பெயர்ச்சி செய்கின்றன (நீரில் H^+ அயனி அடர்வு மிகக் குறைவு); வலிமை கொண்ட காரங்கள் உண்டாகின்றன.



$$2K + 2HOH = 2KOH + H_2$$

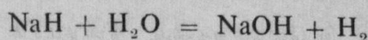
கார உலோகங்கள் வேதி வினைகளின்போது எளிதில் அவற்றின் எலெக்ட்ரான்களை வழங்குவதன் மூலம் மிகவும் சக்தி வாய்ந்த ஒடுக்கக் காரணிகளாகச் செயல்படுகின்றன.

கார உலோகங்களின் ஒடுக்கப் பண்பு, ஹைட்ரஜன் அணுக்களையே H^- அயனிகளாக ஒடுக்கும் அளவிற்குத் தீவிரமாக உள்ளது. ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் H^- அயனிகளாக ஒடுக்கப்படும்போது ஹீலிய வாயுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, கார உலோகங்களை ஹைட்ரஜனில் சூடு செய்தால், **ஹைட்ரைடுகள்** என்றழைக்கப்படும் MH வகையைச் சேர்ந்த திண்மப் படிகவடிவமான பொருள்கள் கிடைக்கின்றன. இவை எதிர்மின் சுமை கொண்ட ஹைட்ரஜன் அயனிகளைப் பெற்றுள்ளன.



$$2Na + H_2 = 2Na^+H^-$$

ஹைட்ரைடுகள் நீருடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனையும் காரங்களையும் உண்டாக்குகின்றன.



$$NaH + H_2O = NaOH + H_2$$

வேதித் தன்மையில், ஹைட்ரைடுகள் ஓரளவிற்கு ஹைட்ரோஹாலிக் அமிலங்களினுடைய உப்புகளை ஒத்துள்ளன. கார உலோகங்களின் ஹைட்ரைடுகள் திரவ அமோனியாவில் கரைந்து மின் கடத்துங் கரைசல்களை உண்டாக்குகின்றன. இதுபோன்ற கரைசல்களை மின்னாற் பகுத்தால், உலோகம் எதிர்மின் முனையிலும் ஹைட்ரஜன் நேர்மின் முனையிலும் வெளிப்படுகின்றன; எனவே, கரைசலில் ஹைட்ரஜன் H^- அயனிகள் வடிவில் உள்ளது.



$$MH \rightleftharpoons M^+ + H^-$$

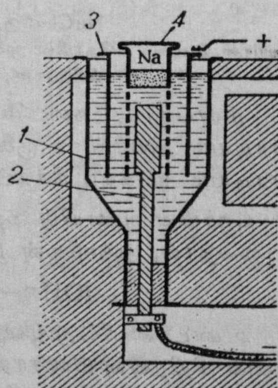
கார உலோகங்கள் உண்டாக்கும் உப்புகளின் எண்ணிக்கை மிகப் பல. லித்தியத்தின் சில உப்புகளைத் தவிர (LiF, Li_2CO_3, Li_3PO_4) பெரும்பாலும் கார உலோகங்களின் எல்லா உப்புகளும் நீரில் கரைகின்றன. ஆகவே, ஏதேனும் ஒரு வினையை நிகழ்த்த எதிர்மின் அயனி தேவைப்படும்போதெல்லாம், அது பெரும்பாலும் ஒரு கார உலோகத்தின் உப்பு வடிவில் சேர்க்கப்படுகிறது. வலுவற்ற அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து உண்டான இவற்றின் உப்புக் கரைசல்கள் நீராற்பகுப்புக் காரணமாக வலுவான காரத் தன்மையுடன் செயல்படுகின்றன.

கார உலோகங்களும் அவற்றின் சேர்மங்களும் பொறியியலில் மிகுதியாகப் பயன்படுகின்றன. லித்தியம் சேர்மங்களைக் கொண்ட மசகு எண்ணெய்கள், + 120-லிருந்து —60°C வரையான எல்லா வெப்பநிலைகளிலும் அவற்றின் மசகு தன்மையை இழக்காமல் காணப்படுகின்றன; இவை வானூர்திகளில் அதிக அளவில் பயன்படுகின்றன. சிறிதளவு லித்தியம் ஹைட்ராக்ஸைடைச் சேர்ப்பது மின்கல அடுக்கின் சக்தியை அதிகரித்து அதன் வேலை செய்யும் நாள்களை மூன்று மடங்காக உயர்த்து கிறது. லித்தியம் குளோரைடும் லித்தியம் புரோமைடும் காற்றைத் தூய்மைப்படுத்த நீர்மூழ்கிக் கப்பல்களில் பயன்படு கின்றன. மூக்குக்கண்ணாடிகளில் லித்தியம் சேர்மங்கள் பகுதிப் பொருள்களாக உள்ளன. சீசியம் மற்றும் ருபீடியம் ஒளிமின் கலன்களைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகின்றன. நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியம் வாய்ந்தவைகளாக இருப்பவை சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் மற்றும் அவற்றின் உப்புகளாகும்.

199. சோடியம் (நேட்ரியம்—Natrium); அணு எடை 22·9898

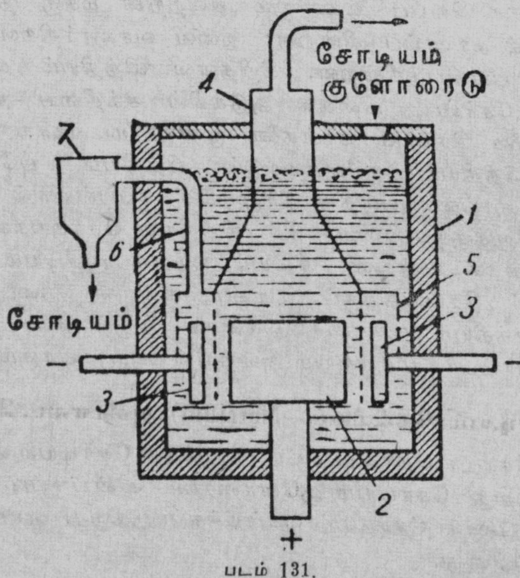
12% சோடா சேர்க்கப்பட்ட உருக்கிய சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது சோடியம் குளோரைடை மின்பகுப்பு அடையச் செய்து உலோக சோடியம் தயாரிக்கப்படுகிறது என முன்பே கூறப்பட்டுள்ளது.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடிலிருந்து சோடியத்தைத் தயாரிப்பதற்கான கருவியமைப்பின் வரைபடம் படம் 130-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. 200 கிலோகிராம் NaOHஐக் கொள்ளத்தக்க ஓர் உலையினுள் அமைக்கப்பட்ட அயர்ன் தொட்டி 1, சூடான வாயுக்கள் மூலம் சூடு செய்யப்படுகிறது. இதனால் தொட்டியிலுள்ள NaOHஐ உருகிய நிலையில் இருக்கச் செய்ய முடிகிறது. எதிர்மின் முனை ஒரு தடித்த நிக்கல் அல்லது காப்பர்த் தண்டால், 2 ஆனது; இது கலத்தின் அடிப்பாகத்திலிருந்து செல் கிறது. நேர்மின் முனை ஒரு நிக்கல் உருளையால், 3 ஆனது. எதிர்மின் முனையைச் சுற்றி ஓர் அயர்ன் கம்பி வலை இருக்குமாறு மேற்பகுதியில் மூடி போன்ற அயர்ன் உருளையுடன்,



படம் 130.
NaOH-லிருந்து சோடியம் தயாரித்தல்:
1-வினைத்தொட்டி; 2-எதிர்மின் முனை; 3-நேர்மின் முனை; 4-அயர்ன் உருளை (வலையும் மூடியும் இணைந்தது).

4 பொருத்தப்பட்டுள்ளது. வெளிப்பட்ட சோடியம் நேர்மின் முனை பக்கம் செல்வதைத் தடுப்பதற்காகத்தான் இக் கம்பி வலை வைக்கப்படுகிறது.



படம் 131.

NaCl-லிருந்து சோடியம் தயாரித்தல்

1-அயர்ன் பெட்டி; 2-நேர்மின் முனை; 3-எதிர்மின் முனை; 4-மணி; 5-துளைகொண்ட பிரிப்பான்; 6-குழாய்; 7-சேகரிப்பான்.

மின்பகுப்பு நடைபெறும்போது, உருகிய நிலையிலுள்ள சோடியம் அயர்ன் உருளையில் சேகரமடைகிறது; இதிலிருந்து சோடியம் அடிக்கடி நீக்கப்படுகிறது.

நேர்மின் முனையில் ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் மின் இறக்கம் பெறுவதால், ஆக்ஸிஜன் இங்கு வெளிப்படுகிறது.



$$4OH^{-} - 4e^{-} = 2H_2O + O_2$$

உண்டான நீர் முழுவதும் பெரும்பாலும் ஆவியாகிவிடுகிறது; ஆனால் சிறிதளவு மின்சாரத்தினால் சிதைக்கப்படுகிறது. எனவே, எதிர்மின் முனையில் சோடியத்துடன் சிறிது ஹைட்ரஜனும் வெளிப்படுகிறது.

உருகிய சோடியம் குளோரைடிலிருந்து சோடியம் தயாரித்தல் மிகவும் சிறப்பானதாக உள்ளது; ஏனெனில் இம் முறையில், சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுக்குப் பதிலாக மிகவும் மலிவாகக் கிடைக்கும் சாதாரண உப்புப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சோடியம் குளோரைடை மின்பகுப்புச் செய்வதற்கான தொட்டி (படம் 131) உட்பக்கம் வெப்பம் தாங்கவல்ல செங்கற்களிலான அடுக்கைக் கொண்ட ஓர் அயர்ன் பெட்டியை, 1 பெற்றுள்ளது. கிராஃபைட் நேர்மின் முனையை, 2 நிக்கல் எதிர்மின் முனை, 3 சூழ்ந்துள்ளது. இதன் வெளிச்சுவர்களில் மின்கடத்தாப் பொருள் பூசப்பட்டுள்ளது. மணியைப் போன்ற அமைப்பின், 4, கீழே எதிர்மின் முனையைச் சுற்றியவாறு ஒரு துளை கொண்ட பிரிப்பான் உள்ளது. உலோக சோடியம் எதிர்மின் முனையைச் சுற்றியுள்ள இடத்தில் சேர்ந்து குழாய் 6-ன் வழியாகச் சென்று சேகரிப்பானை 7 அடைகிறது. சோடியம் குளோரைடு தொட்டியிலுள்ள ஒரு திறப்பு வழியாக உட்செலுத்தப்படுகிறது.

வினையைச் சிறிது உயர் வெப்பநிலையில் (610-650°C) நடைபெறச் செய்யவேண்டியிருப்பதே இம்முறையின் தீமையாகும். உயர் வெப்பநிலை காரணமாகச் சிக்கலான கருவிகளைப் பயன்படுத்தவேண்டியுள்ளது.

சோடியம், தனிநிலையில் சில்வர் போன்று வெண்மையாக உள்ளது; அடர்த்தி 0.97 கி./செ. மீ^{3}; உருகுநிலை 97.8°C சோடியம் ஒரு கத்தியால் வெட்டும் அளவிற்கு மிருதுவாக உள்ளது. இது காற்றில் எளிதில் ஏற்றம் அடைகிறது. எனவே, இது மண்ணெண்ணெயின் அடியில் பாதுகாத்து வைக்கப்படுகிறது.

உலோக சோடியம் மிகப் பரவலாகப் பயன்படுகிறது. இதன் தேவை ஒவ்வோர் ஆண்டிலும் அதிகரித்துக்கொண்டே போகிறது. பல கரிமச் சேர்மங்களை, முக்கியமாக டெட்ராஈத்தைல் லெட் சேர்மத்தைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் முறையில் இது ஒரு கரணியாகப் பயன்படுகிறது. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, சோடியம் அமைடு மற்றும் வேதித் தொழில் துறையில் மிகு அளவில் பயன்படும் பல்வேறு பொருள்களுக்கும் இதுவே மூலப் பொருளாக உள்ளது. அலுமினியம்-சிலிக்கன் உலோகக் கலவைகளுடன் சிறிதளவு சோடியத்தைச் சேர்த்தால் அவற்றின் அமைப்புப் பண்புகள் சீராக்கப்படுகின்றன. அணுச் சக்தி நிலைக்களன்களில் வெப்பம் கடத்தும் ஊடகமாகச் சோடியம்மற்றும் அதன் பொட்டாசியம் உலோகக் கலவைகள் குறிப்பிடத்தகுந்த அளவுகளில் பயன்படுகின்றன.

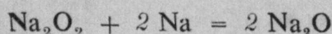
சில கரிமக் கரைப்பான்களிலிருந்து சிறிதளவு உள்ள ஈரத்தை நீக்குவதற்குச் சோடியம் சோதனைச் சாலையில் பயன்படுகிறது.

முதலாளித்துவ நாடுகள் மட்டும் ஓர் ஆண்டுக்கு 150 ஆயிரம் டன்கள் உலோக சோடியத்தை உற்பத்தி செய்கின்றன.

சோடியம் மெர்க்குரியுடன் சேர்டியம் இரசக் கலவை என்ற திண்ம உலோகக் கலவையை உண்டாக்குகிறது. இது ஓர் ஒடுக்கியாகச் சில சமயங்களில் தூய உலோகத்திற்குப் பதிலாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

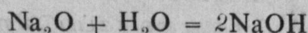
சோடியம் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி, சோடியம் ஆக்ஸைடு Na_2O மற்றும் சோடியம் பெராக்ஸைடு Na_2O_2 என்ற இரண்டு சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.

சோடியம் ஆக்ஸைடு Na_2O: *180°*C-க்குக் குறைவான வெப்பநிலைக்குச் சூடு செய்யப்பட்ட சோடியத்தின்மீது மிதமான அளவு ஆக்ஸிஜனைச் செலுத்தி அல்லது சோடியம் பெராக்ஸைடை உலோக சோடியத்துடன் சேர்த்துச் சூடு செய்து சோடியம் ஆக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுகிறது.



$$Na_2O_2 + 2\,Na = 2\,Na_2O$$

சோடியம் ஆக்ஸைடு நீருடன் மிகத் தீவிரமாக வினைபுரிந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது; வினையின்போது மிகு அளவில் வெப்பம் வெளிப்படுகிறது.



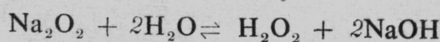
$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

சோடியம் பெராக்ஸைடு Na_2O_2: சோடியம் காற்றில் அல்லது ஆக்ஸிஜனில் எரியும்போது இது கிடைக்கிறது. தொழிற்சாலையில் இச் சேர்மத்தைத் தயாரிப்பதற்கு, ஓர் அயர்ன் குழாயிலுள்ள தட்டையான அலுமினியத் தட்டுகளில் சோடியம் உலோகத்தை சூடு செய்து கொண்டே CO_2 நீக்கப்பட்ட காற்று உட்செலுத்தப்படுகிறது. கிடைக்கும் மஞ்சள்நிறப் பொடி 93% Na_2O_2ஐப் பெற்றுள்ளது.

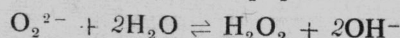
Na_2O_2 ஒரு சக்தி வாய்ந்த ஏற்றியாகும். பல கரிமப் பொருள்கள் இதனுடன் சேரும்போது தீப்பிடித்து எரிகின்றன.

சோடியம் பெராக்ஸைடை நீரில் மிகவும் கவனமாகக் கரைத்தால், உண்டாகும் கரைசல் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடையும் பெற்றிருக்கும். தற்போது எல்லாப் பெராக்ஸைடுகளும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் (மிக வலுவற்ற அமிலம்) உப்புகளாகக் கருதப்படுகின்றன என்பதை வாசகர் நினைவுபடுத்திக்கொள்ளவேண்டும். எனவே, சோடியம் பெராக்ஸைடுக்கும் நீருக்கும் இடையே நிகழும் வினை, முக்கியமாக

ஒரு வலுவற்ற அமிலம் மற்றும் வலுவான காரத்தினுடைய உப்பின் நீராற்பகுப்பாகும்.



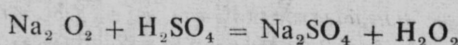
$$Na_2O_2 + 2H_2O \rightleftharpoons H_2O_2 + 2NaOH$$



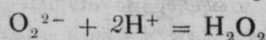
$$O_2^{2-} + 2H_2O \rightleftharpoons H_2O_2 + 2OH^-$$

இக்கரைசலைச் சூடு செய்தால், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் சிதைவு காரணமாக ஆக்ஸிஜன் வெளிவிடப்படுகிறது.

நீர்த்த அமிலங்களும் சோடியம் பெராக்ஸைடுடன் வினை புரிந்து ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடை உண்டாக்குகின்றன.



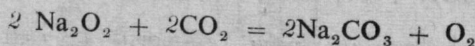
$$Na_2O_2 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O_2$$



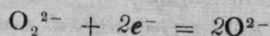
$$O_2^{2-} + 2H^+ = H_2O_2$$

Na_2O_2, நீர் அல்லது நீர்த்த அமிலங்களில் கரையும்போது ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு உண்டாவதால், சோடியம் பெராக்ஸைடு, துணிகள், கம்பளி, பட்டு, வைக்கோல், இறகுகள், எலும்புகள் ஆகியவற்றை வெளுப்பதற்காகப் பரவலாகப் பயன்படுகிறது.

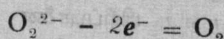
சோடியம் பெராக்ஸைடுக்கும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடுக்கும் இடையே நிகழும் வினை மிகவும் முக்கியத்துவம் உடையதாக இருக்கிறது.



$$2\,Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2$$



$$O_2^{2-} + 2e^- = 2O^{2-}$$



$$O_2^{2-} - 2e^- = O_2$$

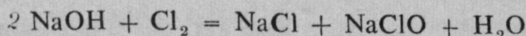
வாயு முக மூடிகளில் ஆக்ஸிஜனை சுவாசித்தலுக்கு Na_2O_2 பயன்படுவது இவ்வினையின் அடிப்படையில் தான். நீர்மூழ்கி கப்பல்களில் கப்பலோட்டிகள் வெளிவிடும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடை உறிஞ்சிக்கொள்வதற்கும் காற்றில் ஆக்ஸிஜன் கிடைக்கும் அளவை சரி செய்வதற்கும் இவ்வினையே அடிப்படையாக அமைந்துள்ளது.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு NaOH: இது ஒரு வெண்மையான மிகவும் நீர்க்கும் தன்மையுடைய திண்மப் பொருள்; உருகுநிலை 328°C. துணிகள், தோல், காகிதம் மற்றும் பிற கரிமப் பொருள்களின் மீது தீவிரமான அரிக்கும் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதால் இதனை சோடாக்காரம் (Caustic Soda) என்றும் அழைக்கிறோம்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு நீரில் கரையும் போது பல்வேறு ஹைட்ரேட்டுகள் உண்டாவதன் காரணமாக மிகு அளவு வெப்பம் வெளிப்படுகிறது.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை நன்கு மூடிய பாத்திரங்களில் வைத்திருக்க வேண்டும்; ஏனெனில் இது எளிதில் காற்றிலிருந்து கார்பன் டை ஆக்ஸைடை உறிஞ்சி மெதுவாக சோடியம் கார்பனேட்டாக மாறி விடுகிறது.

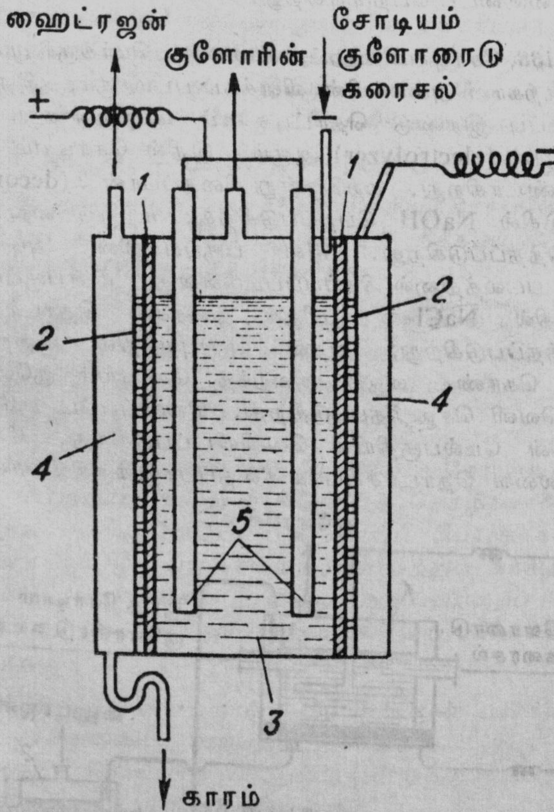
தற்போது பெரும்பாலான சோடாக்காரம் சாதாரண உபபின் நீர்க்கரைசல்களை மின்பகுத்து பெறப்படுகிறது. கரைசலின் ஊடே மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால் ஹைட்ரஜன் அயனிகள் எதிர்மின் முனையில் மின் இறக்கம் பெறுகின்றன. கரைசலில் தங்கும் ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் சேகரமடைந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு உண்டாகிறது. குளோரின் நேர்மின் முனையில் வெளிவிடப்படுகிறது. மின்பகுப்பினால் விளைந்த பொருட்களை ஒன்றோடு ஒன்று கலவாமல் இருக்கும்படி பார்த்துக் கொள்ளவேண்டும்; ஏனெனில் NaOH குளோரினுடன் வினைபுரிந்து NaCl-ம் NaClO-ம் உண்டாகுப்படிச் செய்கிறது.



$$2\,NaOH + Cl_2 = NaCl + NaClO + H_2O$$

குளோரின் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் ஊடே செல்லாதிருக்கும் படி தடுக்க பல வழிகள் உண்டு. மிகவும் பொதுவாகப் பயன்படுத்தும் முறை **பிரிப்பானை** (diaphragm) பயன்படுத்துவதாகும். இதில் நேர்மின் முனை மற்றும் எதிர்மின்முனை அறைகள் ஒரு கல்நார் பிரிப்பானால் பிரித்து வைக்கப்படுகின்றன. இம்முறைப்படி சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கு துளை கொண்ட அயர்ன் எதிர்மின் முனையுடன் 2 மிகவும் நெருக்கமாக அமைந்த ஒரு செங்குத்தான பிரிப்பான் 1 பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது நேர்மின் முனை அறையை 3 எதிர்மின் முனை அறையினின்று 4 பிரித்து வைக்கிறது. நேர்மின் முனைகள் கிராஃபைட்டினால் ஆனவை. மின் பகுப்பு நடைபெறும்போது, NaCl கரைசல் தொடர்ச்சியாக நேர்மின் முனை அறைக்குள்செல்கிறது. NaCl-ம் NaOH-ம் கொண்ட கரைசல் எதிர்மின்முனை அறையில் இருந்து வெளிச்செல்கிறது. பின் ஆவியாக்கும்போது NaCl படிகமாகப் பிரிகிறது. தூயக்காரக் கரைசல் தங்குகிறது. இதனை சோடியம் குளோரைடிலிருந்து இறுத்துப் பிரித்து பின் எல்லா நீரையும் போக்குவதற்கு ஆவியாக்கப்படுகிறது. கிடைக்

கும் NaOH உருக்கி வார்த்தெடுக்கப்படுகிறது. NaOH-ம் பெருமளவில் தயாரிக்கும் போது குளோரினும் ஹைட்ரஜனும் துணை விளைபொருள்களாகக் கிடைக்கின்றன.



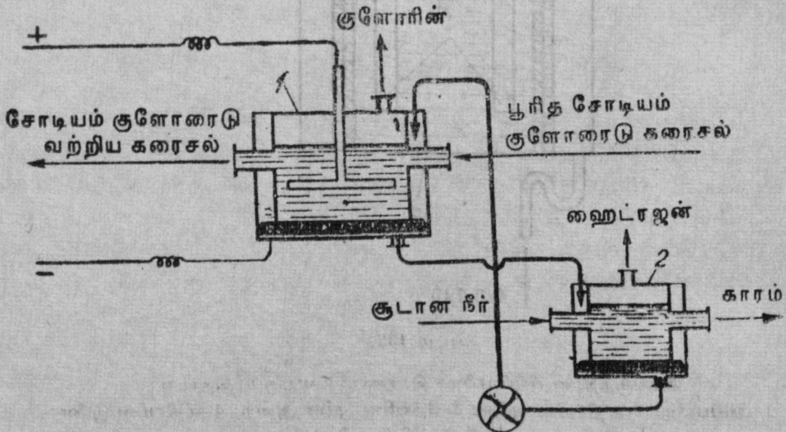
படம் 132.

செங்குத்தான பிரிப்பானைக் கொண்ட மின்பகுப்பு தொட்டி:
1–பிரிப்பான்; 2–எதிர்மின் முனை; 3–நேர்மின் முனை அறை; 4–எதிர்மின் முனை அறை; 5–நேர்மின் முனைகள்.

மெர்க்குரியை எதிர்மின் முனையாகப் பயன்படுத்தும்போது NaCl கரைசல் மின்பகுப்பு அடைவது சிறிது வேறுவிதமாக நிகழ்கிறது. இங்கு எதிர்மின் முனையில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளுக்குப் பதிலாக சோடியம் அயனிகள் மின் இறக்கம் பெறுகின்றன. வெளிப்பட்ட சோடியம் மெர்க்குரியில் கரைந்து நீர்ம சோடியம் இரசக் கலவையை உண்டாக்குகிறது. இரசக் கலவை சூடான

நீரினல் எளிதில் சிதைந்து NaOH, ஹைட்ரஜன் மற்றும் மெர்க்குரியை உண்டாக்குகிறது. எனவே, மெர்க்குரியை எதிர் மின் முனையாகப் பயன்படுத்தினல், சிதையாத சோடியம் குளோரைடைச் சிறிதும் பெற்றில்லாத தூய தனி சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைப் பெறமுடிகிறது.

படம் 133, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை மெர்க்குரி முறையில் தயாரிப்பதற்கான அமைப்பின் விளக்கப் படமாகும். இதற்கான கருவியமைப்பு இரண்டு தொட்டிகளைப் பெற்றுள்ளது; ஒன்று மின்பகுப்பான் (electrolyzer) ஆகும். இதில் சோடியம் இரசக் கலவை உண்டாகிறது. மற்றென்று சிதைப்பான் 2 (decomposer ஆகும். இதில் NaOH பெறப்படுகிறது; மற்றும் ஹைட்ரஜன் வெளிப்படுத்தப்படுகிறது. மின் பகுப்பானின் அடிப்பாகம் மெர்க்குரி படலத்தினல் நிரப்பப்பட்டுள்ளது. மின்பகுப்பானின் ஒரு புறத்தில் NaCl-ன் பூரிதக் கரைசல் தொடர்ச்சியாக உட்செலுத்தப்படுகிறது; அதன் மறுபுறத்தில் குறைந்தளவு NaCl-ஐக் கொண்ட வலுக் குறைந்த சோடியம் குளோரைடு கரைசல் வெளி செலுத்தப்படுகிறது. வெளிப்பட்ட குளோரின் பகுப்பானின் மேல்பகுதியில் வெளிவிடப்படுகிறது. சோடியம் இரசக் கலவை தொடர்ச்சியாக சிதைப்பானுக்குச் 2 செல்கிறது.



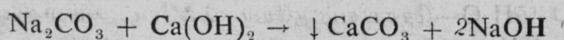
படம். 133.

மெர்க்குரி முறையில் சோடாக் காரத்தைத் தயாரித்தல்.
1-மின்பகுப்பான் 2-சிதைப்பான்.

இங்கு, இது சிதைப்பானுக்குள் நுழையும் சூடான நீரினல் சிதைக்கப்படுகிறது. இதனல் கிடைக்கும் காரக் கரைசல் அதெற்கென அமைக்கப்பட்டுள்ள போக்குக் குழாயின் வழியாக வெளிச்

செல்கிறது; ஹைட்ரஜன் சிதைப்பானின் மேல் பாகத்திலுள்ள குழாயின் வழியாக வெளிச் செல்கிறது. மீட்கப்பட்ட மெர்க்குரி ஒரு உயர்ப்பிப்பான் (elevator) துணை கொண்டு மீண்டும் மின் பகுப்பானுக்குக் கொண்டுவரப்படுகிறது.

சோடாக் காரத்தைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கான மின் பகுப்பு முறையோடு சில சமயங்களில் வேறொரு பழைய முறையும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இம்முறையில் சோடாக் கரைசல் நீற்றிய சுண்ணும்புடன் சேர்த்து கொதிக்க வைக்கப்படுகிறது.



$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow \downarrow CaCO_3 + 2NaOH$$

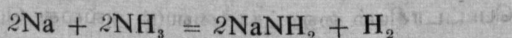
வினை முடிந்ததும், கரைசலைக் கால்சியம் கார்பனேட்டிலிருந்து இறுத்துப் பிரித்து நீரை ஆவியாக்கி நீக்கப்படுகிறது. பின் கிடைக்கும் NaOH உருக்கப்படுகிறது.

அடிப்படை வேதியியத் தொழில்துறையில் மிக் முக்கியமாக உள்ள பொருள்களில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் ஒன்றாகும். ஆண்டிற்கான இதன் உலக உற்பத்தி 7·5 மில்லியன் டன்களையும் மிஞ்சுகிறது (சோவியத் நாடு அல்லாமல்).

வாணிபத் துறையில் இது பொதுவாக **சோடாக் காரம்** எனப் படும். பெருமளவு NaOH எண்ணெய்த் தொழிற்சாலையில் பயன் படுகிறது. இங்கு NaOH, எண்ணெய்ப் பொருள்களைச் சுத்தம் செய்வதற்கும், சோப்பு செய்வதற்கும், மற்றும் காகிதம், நெசவுத் துணிகள், செயற்கை நூலிழை ஆகியவற்றைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் முறைகளிலும் மற்றும பல்வேறு வினைகளிலும் பயன் படுகிறது.

1964-ல் சோவியத் நாடு *1·153* மில்லியன் டன்கள் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை உற்பத்தி செய்தது. இது புரட்சிக்கு முன்பிருந்த இரஷியாவால் ஆண்டு ஒன்றுக்கு உற்பத்தி செய்யப் பட்டதைவிட *20* மடங்கு அதிகமாகும்.

சோடா அமைடு $NaNH_2$: இது ஒரு திண்மம். இதன் உருகு நிலை $210°C$. உருகிய நிலையிலுள்ள சோடியம் அல்லது டை ஈத்தைல் அனிலின் கரைசலிலுள்ள சோடியமும் வாயு அம்மோனியா அல்லது நீர்ம அம்மோனியாவும் வினைபுரிவதால் இச்சேர்மம் உண்டாகிறது.



$$2Na + 2NH_3 = 2NaNH_2 + H_2$$

சோடா அமைடு கரிமத் தொகுப்பு முறைகளில், எடுத்துக் காட்டாக, இன்டிகோவை (கருநீலச் சாயம்) தயாரிப்பதற்கு, மிகு அளவில் பயன்படுகிறது.

சோடியம் உப்புகள்: அறியப்பட்டுள்ள எல்லா அமிலங்களுடனும் சோடியம் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

முன்பே, இவற்றிற்கு இணையான அமிலங்களைப்பற்றிக் கூறும்போது மிக முக்கியமான சோடியம் உப்புகளையும் விவரித்து விட்டதால், இங்கு இவற்றின் பெயர்கள் மட்டும் தரப்பட்டுள்ளன:

$NaCl$—சோடியம் குளோரைடு அல்லது சாதாரண (மேசை) உப்பு.

Na_2S—சோடியம் சல்ஃபைடு.

$Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$—சோடியம் தயோசல்ஃபேட் அல்லது ஹைப்போ

$Na_2SO_4 . 10H_2O$—நீருடைய சோடியம் சல்ஃபேட் அல்லது கிளாபெரின் உப்பு.

$NaNO_3$—சோடியம் நைட்ரேட்-சிலிசால்ட்பீட்டர்.

$Na2CO_3 \cdot 1OH_2O$—சோடியம் கார்பனேட் அல்லது சோடா

Na_2SiO_3—சோடியம் சிலிக்கேட், நீர்க்கண்ணாடி.

மிகப் பல சோடியம் உப்புகள், குறிப்பிடத் தகுந்த அளவு படிக நீரைக் கொண்ட ஹைட்ரேட்டுகளைத் தருகின்றன.

எல்லாச் சோடியம் உப்புகளும் ஒரு வாயுச் சுடரை மஞ்சள் நிறம் பெறச் செய்யும். இவ்வினை, எந்த ஒரு பொருளிலும் மிக மிகக் குறைந்த அளவில் சோடியம் இருப்பினும் அதனைக் கண்டறிவதைச் சாத்தியமாக்குகிறது.

200. பொட்டாசியம் (காலியம்) (Kalium): அணு எடை 39·102.

வெளித் தோற்றம், இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளில் பொட்டாசியம் சோடியத்தை மிகவும் ஒத்துள்ளது; ஆனால் இது சோடியத்தைவிட அதிக வலிவுடையது. சோடியத்தைப் போலவே இதுவும் சில்வர் போன்ற வெண்மை நிறமுடையது; குறைந்த வெப்பநிலையில் உருகுகிறது; காற்றில் விரைவாக ஏற்றம் பெறுகிறது; நீருடன் தீவிரமாக வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது பொட்டாஷ் காரம்: சோடாக் காரத்தைப் போலவே, பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசல்களை மின்னாற்பகுத்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இதன் வினைபுரியும் செயல் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைப் போலவே இருப்

பினும் இதன் விலை அதிகம் காரணமாக, இது மிக அரிதாகவே பயன்படுத்தப்படுகிறது.

பொட்டாசியம் உப்புகள் சோடியம் உப்புகளைப் பெரிதும் ஒத்துள்ளன. ஆனால் பொட்டாசியம் உப்புகள் படிகமாகும்போது பொதுவாக படிக நீர் இல்லாமல் பிரிகின்றன; மாறாகப் பல சோடியம் உப்புகள் படிக நீரைப் பெற்றுள்ளன. பொட்டாசியம் உப்புகளை ஒரு வாயுச் சுடரில் காட்டினால், இவை ஒரு சிறப்பான சிவந்த-ஊதா நிறத்தைத் தோற்றுவிக்கின்றன. உப்பில் மிக மிகக் குறைந்த அளவு சோடியம் இருந்தாலும், இந்நிறம் சோடியத்தினுடைய மஞ்சள் நிறத்தினால் மறைக்கப்படுகிறது. இருப்பினும் மஞ்சள் கதிர்களை உறிஞ்சிக்கொள்ளும் ஒரு நீல நிறக் கண்ணாடி வழியாகச் சுடரைப் பார்த்தால், பொட்டாசியத்தினால் உண்டாகும் நிறம் நன்கு தெளிவாகத் தெரிகிறது.

தாவர உணவூட்டத்திற்கு மிகவும் இன்றியமையாத தனிமங்களில் பொட்டாசியமும் ஒன்றாகும். இதன் காரணமாகத்தான் பொட்டாசியம் உப்புகள் வேளாண்மையில்மிகவும் அதிகமாகப் பயன்படுகின்றன. தாவரங்களுக்குப் பொட்டாசியம் உப்புகள் மிகவும் இன்றியாமையாதவை என்பது பல சோதனைகளின் மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. படம். 134 ஓட் பயிர்களின் வளர்ச்சியில் பொட்டாசியத்தின் பங்கை விளக்குகிறது. இரண்டு தொட்டிகளில் ஓட் தாவரம் பயிரிடப்பட்டது. ஒன்றில் பொட்டாசியம் உப்புகளைப்பெற்றில்லாத மண் உள்ளது. மற்றொன்றில் பொட்டாசியம் உப்புகள் உள்ளன. இதனால் உண்டான விளைவுகள் தானாக விளங்கக் கூடியவை.



படம் 134.
ஓட் தாவர வளர்ச்சியை மண்ணில் உள்ள பொட்டாசியம் பாதித்தல்.

மண்ணில் மிகையான அளவு பொட்டாசியம் இருந்தபோதிலும், பயிர் செய்யப்பட்ட தாவரங்கள் இதன் அளவைப் பெரிதும் குறைத்து விடுகின்றன. முக்கியமாக சணல்வகை மற்றும் புகையிலை போன்ற தாவரங்களினால் பெருமளவு பொட்டாசியம் பயன்படுத்தப்பட்டு விடுகிறது.

பொட்டாசியம் முக்கியமாகத் தாவரங்களின் தண்டுகளில் படிகிறது. எனவே, மண்ணுக்கு எருவுடன் வைக்கோலைச் சேர்த்து இடுவது, மண்ணில் உள்ள பொட்டாசியம் குறைவை ஓரளவிற்கு ஈடு செய்கிறது. ஆனால், இங்கு குறிப்பிடப்பட்ட தண்டுகள் தொழில்துறையில் பயன்படுத்தப்பட்டு விடுவதால், நீண்ட நாட்களில் மண்ணிலிருந்து பொட்டாசியத்தின் பெரும்பகுதி நீக்கப்படுகிறது. எனவே, இதனை ஈடு செய்ய பொட்டாசியம் உரப்பொருள்களைச் சேர்க்க வேண்டும்.

பொட்டாசியம் உரப்பொருள்களை உற்பத்தி செய்வதற்கு மூலப் பொருளாக இருப்பவை இயற்கையில் காணப்படும் பொட்டாசியம் உப்புகளின் படிவுகளாகும். இப்படிவுகள் USSR-ல் சோலிகாம்ஸ்க் என்ற இடத்தில் காணப்படுகின்றன. கார்னலைட் $KCl. MgCl_2. 6H_2O$ மற்றும் சில்வினைட் KCl. NaCl கனிமங்களை முக்கியமாகக் கொண்ட உப்பு படிவுகள் காமா பிரதேசத்தின் மேல்பகுதிக்கும் யுரல்ஸ் மலை அடிவாரப்பகுதிகளுக்கும் இடையேயுள்ள பெரிய நிலப்பரப்பில் காணப்படுகின்றன.

சோலிகாம்ஸ்க் படிவுகள் இந்த நூற்றாண்டின் இருபதுக்கு மேலான ஆண்டுகளில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன.

சோவியத் நாட்டில் பொட்டாசியம் படிவுகள் சாராடோல் பகுதியில் யுக்ரெய்ன் மற்றும் பைலோருஷியா ஆகிய இடங்களிலும் காணப்படுகின்றன. உலகத்திலேயே அதிக அளவில் பொட்டாசியம் வளங்களை சோவியத் நாடு பெற்றுள்ளது.

அட்டவணை 28

காப்பர் துணைத் தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
காப்பர் ...	Cu	63·54	29	2	8	18	1		
சில்வர் ...	Ag	107·870	47	2	8	18	18	1	
கோல்டு ...	Au	196·967	79	2	8	18	32	18	1

201. காப்பர் துணைத்தொகுதியின் பொதுப் பண்புகள்

காப்பர் துணைத் தொகுதியில் காப்பர், சில்வர் மற்றும் கோல்டு ஆகிய மூன்று தனிமங்கள் அடங்கும். இவை, மெண்டலீஃபின் அட்டவணையின் நீள் வரிசைகளில் ஒற்றை வரிசையை

ஆரம்பித்து வைக்கின்றன. கார உலோகங்களில் இருப்பது போலவே, இம்மூன்று உலோகங்களின் அணுக்களினுடைய வெளி ஷெல்கள் ஒவ்வொன்றிலும் ஒரு எலெக்ட்ரான் தான் உள்ளது; இருப்பினும் இவற்றின் ஈற்றயல் ஷெல்கள் வேறுபட்ட அமைப்பைக் கொண்டுள்ளன. இவற்றில் 18 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. ஆனல் கார உலோகங்களில், லித்தியத்தைத் தவிர, மற்ற எல்லாவற்றிலும் ஈற்றயல் ஷெல்லில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன.

ஈற்றயல் ஷெல்லின் அமைப்பில் காணப்படும் வேற்றுமை இந்த துணைத் தொகுதிகளின் தனிமங்களின் பண்புகளிடையே காணபபடும் ஓங்கிய வேற்றுமைக்குக் காரணமாக உள்ளது இதற்குக் காரணமாக இருப்பவை இவற்றின் அணுக்களினுடைய சார்புப் பருமன்களாகும். அட்டவணை 29-ல், ஒரே வரிசையில் அமைந்துள்ள, காப்பர் துணைத்தொகுதி தனிமங்கள் மற்றும் கார உலோகங்கள் ஆகியவற்றின் அணு ஆரங்கள் மற்றும் அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள் ஒப்பிடப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 29

காப்பர் துணைத்தொகுதி மற்றும் கார உலோகங்களின் அணு ஆரங்கள் மற்றும் அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள்

தனிமம்	அணு ஆரம் Å	அயனியாக்கும் ஆற்றல் V	தனிமம்	அணு ஆரம் Å	அயனியாக்கும் ஆற்றல் V
காப்பர்	1·28	7·724	பொர்ட்டாசியம்	2·36	4·339
சில்வர்	1·44	7·574	ருபீடியம்	2·48	4.176
கோல்டு	1·44	9·223	சீசியம்	2·68	3.893

இவ்வட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ள புள்ளி விபரங்களிலிருந்து, காப்பர், சில்வர், கோல்டு ஆகியவற்றின் அணுக்களில் உள்ள வெளி எலெக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவிற்கு மிகவும் அருகில் உள்ளன என்றும் அதனல் இவை, கார உலோகங்களின் அணுக்களில் இருப்பதைவிட, மிகவும் வலுவாக அணுக்கருவால் கவர்ந்து ஈர்க்கப்படவேண்டும் என்றும் அறிய முடிகிறது. இதற்கு ஒப்ப, காப்பர் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள், அதாவது, அணுவிலிருந்து எலெக்ட்ரானை விடுவிப்பதற்குத் தேவைப்படும் ஆற்றல் கார உலோகங்களுக்கு இருப்பதை

விட மிக அதிகமாக உள்ளன. உண்மையில் கார உலோகங்கள் அவற்றின் வெளி எலெக்ட்ரான்களை எளிதில் விடுவிக்கின்றன. ஆனால் காப்பர் துணைத்தொகுதியின் தனிமங்கள் அவற்றின் வெளி எலெக்ட்ரான்களைச் சிறிது உறுதியாகப் பிடித்துக்கொள்கின்றன. இதன் காரணமாகத்தான் இவற்றை ஏற்றம்பெறச் செய்வது கடினமாக உள்ளது. இவற்றின் அயனிகள் மாறாக எளிதின் ஒடுக்கம் அடைகின்றன. இவை நீரைச் சிதைப்பது இல்லை. இவற்றின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் மிகவும் வலுவற்ற காரங்களாக உள்ளன. அதே சமயத்தில் பிற தனிமங்களில் நிலையாக உள்ள 18 எலெக்ட்ரான் அமைப்பு இத்தனிமங்களில் அவ்வளவு நிலையாய் இருப்பதில்லை. இவை இதிலிருந்து சில எலெக்ட்ரான்களை வழங்கக் கூடியவைகளாக உள்ளன. எனவே காப்பர் ஓரிணைத் திறன் நேர்மின் சுமை அயனிகளைப் பெற்றிருப்பதோடு ஈரிணை திறன் நேர்மின் சுமைகளைக் கொண்டு அயனிகளையும் பெற்றிருக்கிறது; பின்னவை இவ்வுலோகத்தை மிகவும் நன்றாகச் சிறப்பிக்கக்கூடியவைகளாக உள்ளன. இதுபோலவே கோல்டுக்கு உரிய சிறப்பான சேர்மங்களிலெல்லாம் கோல்டு மூவிணை திறனைப் பெற்றுள்ளது. சில்வர் அதன் சேர்மங்களில் பொதுவாக ஓரிணை திறனைப் பெற்றுள்ளது. ஆனால் சில சமயங்களில் ஈரிணை அல்லது மூவிணை திறனுடனும் காணப்படலாம்.

202. காப்பர் (குப்ரம்-Cuprum) அணு எடை 63·46

பூமியின் மேலோட்டில் காப்பரின் மொத்த அளவு மிகவும் குறைவாக (0·01% எடையளவில்) உள்ளது. ஆனால் இதுபிற உலோகங்களைவிடத் தனி நிலையில் அடிக்கடி காணப்படுகிறது. காப்பர் கட்டிகள் சில சமயங்களில் மிகப் பெரியவைகளாக உள்ளன. இதனாலும் மற்றும் இதனை எளிதில் தேவைக்குத்தக்கபடி உருக்கொள்ளச் செய்ய முடிந்ததாலும் சாமான்கள் மற்றும் பாத்திரங்கள் செய்வதற்கு இவ்வுலோகத்தைப் பிற உலோகங்களைப் பயன்படுத்துவதற்கு முன்பே மனிதன் பயன்படுத்தி வந்தான்.

தற்போதெல்லாம் காப்பர் அதன் தாதுக்களிலிருந்து தான் தயாரிக்கப்படுகிறது. தாதுக்களிலுள்ள சேர்மங்களின் வகையைப் பொருத்து அவற்றை ஆக்ஸைடு மற்றும் சல்ஃபைடு தாதுக்கள் எனப்பிரிக்கிறோம். சல்ஃபைடு தாதுக்கள் உற்பத்தி செயயப்படும் காப்பரில் 80% ஐ வழங்குவதால் மிகவும் முக்கியத்துவமுடையவைகளாக உள்ளன.

காப்பர் தாதுக்களில் அடங்கியுள்ள மிக முக்கிய காப்பர் கனிமங்கள்: **சால்கோசைட்** அல்லது **காப்பர்கிளான்ஸ்**, Cu_2S;

சால்கோபைரைட் அல்லது **காப்பர்பைரைட்** $CuFeS_2$; **குப்பரைட்** Cu_2O மற்றும் **மேலகைட்** $CuCO_3 . Cu(OH)_2$.

1962-ல் முதலாளித்துவ நாடுகள் *4·34* டன்கள் காப்பரை உற்பத்தி செய்தன. அவற்றுள் முக்கியமானவை, USA, சிலி, வடக்கு ரொடீசியா, கனடா, மற்றும் காங்கோ ஆகிய நாடுகள் ஆகும்.

USSR-ல் உயர் வகை காப்பர் படிவுகள் யுரேல்ஸ், கஸாக்ஸ் தான் மற்றும் டிரான்ஸ்காவ்காசஸ் ஆகிய இடங்களில் கண்டு பிடிக்கப்பட்டுள்ளன.

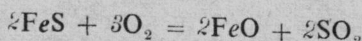
காப்பர் தாதுக்கள் பெரும்பாலும் பல மாசுக்களைப் பெற்றுள்ளன. எனவே காப்பரை நேரடியாகப் பிரித்தெடுத்தல் ஆதாய மீட்டுவதாக இருப்பதில்லை. ஆகவே, காப்பர் உலோகவியலில் மிகவும் முக்கியமாக இருப்பது நுரை மிதப்பு முறையில் அதன் தாதுக்களை அடர்வு செய்வதாகும். இவ்வாறு செய்வதால் மிகத் தரம் குறைந்த தாதுக்களையும் பயன்படுத்த முடிகிறது.

சுட்டகரியைக் கொண்டு ஒடுக்கம் பெறச்செய்து, காப்பர் அதன் ஆக்ஸைடு தாதுக்களிலிருந்து பெறப்படுகிறது. சல்ஃபைடு தாதுக்களை, முக்கியமாக அயர்னைப் பெற்றுள்ள தாதுக்களைப் பயன்படுத்துவது சிக்கலாக உள்ளது. இதனை எடுத்துக் கொள்ளும்போது, முதலில் தாதுவை வறுத்து பகுதியளவு சல்ஃபரை சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடாக வெளியேற்றப்படுகிறது, மற்றும் தாதுவிலுள்ள அயர்ன் சல்ஃபைடு FeS ஃபெரஸ் ஆக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது. இவ்வாறு பெறப்படும் SO_2 பெருமளவில் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுத்தப் படுகிறது. வறுத்த பின்பு தாது சிலிக்கா மற்றும் சுட்டகரியுடன் சேர்த்து ஒரு எதிர் அனல் உலையில் உருக்கப்படுகிறது. இவ்வினையின் போது தாதுவிலுள்ள பெரும்பகுதி அயர்ன் $FeSiO_3$ கசடாக மாற்றம் பெறுகிறது. காப்பர் Cu_2S-ஆக மாறி எஞ்சியுள்ள அயர்ன் சல்ஃபைடுடன் **மட்டியாக மாறி** உலையின் அடிப் பாகத்தில் கசடின் அடியில் சேகரமாகிறது.

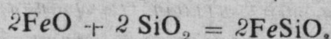
மட்டியை, எஃகு உற்பத்தி செய்வதற்கான தத்துவத்தின் அடிப்படையில் வேலைசெய்யும் மாற்று உலைகளில் எடுத்துக் கொண்டு, அதிலிருந்து எஞ்சியிருக்கும் அயர்னை நீக்குவதற்காக வினைபடுத்த வேண்டும். இதனைச் செயல்படுத்த உலையினுள் உள்ள உருகிய மட்டியினூடே காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜன் செலுத்

தப்படுகிறது. இதற்கு முன்பே (தேவையான) அளவு மணல் சேர்க்க வேண்டும்.

மாற்று உலையில் நடைபெறும் வேதிவினைகள் மிகவும் சிக்கலானவை. மட்டியிலுள்ள அயர்ன்ஸ் சல்ஃபைடு ஃபெரஸ் ஆக்ஸைடாக மாற்றம் பெறுகிறது. இது சிலிக்கேட் கசடாக நீக்கப்படுகிறது.

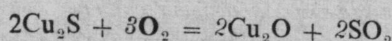


$$2FeS + 3O_2 = 2FeO + 2SO_2$$

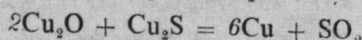


$$2FeO + 2\,SiO_2 = 2FeSiO_3$$

பெரும்பாலும் கீழ்க்கண்ட வினைகளினால் காப்பர் பெறப்படுகிறது:



$$2Cu_2S + 3O_2 = 2Cu_2O + 2SO_2$$



$$2Cu_2O + Cu_2S = 6Cu + SO_2$$

இவ்வினையின்போது வெளிப்படும் வெப்பம் 1,100-1200°C வெப்பநிலையை உண்டாக்குகிறது; இது எரிமத்தைப் பயன்படுத்தாமல் இருக்கச் செய்கிறது.

எல்லா காப்பரும் ஒடுக்கம் அடையும் வரை காற்று செலுத்தப்படுகிறது; வினை முடிவு பெறுவது உலையினின்று வெளிவரும் சுடரின் தோற்றத்திலிருந்து அறியப்படுகிறது. உருகிய நிலையிலுள்ள காப்பர் எஃகு வார்ப்படங்களில் ஊற்றப்படுகிறது; காப்பர் தடித்த தகடுகளாகக் கிடைக்கிறது.

தாதுவிலிருந்து உருக்கிப் பிரித்தெடுக்கப்பட்ட மூல அல்லது **கொப்புளக்** (blister) காப்பரில் இன்னும் 2—3% அளவிற்கு பல்வேறு அசுத்தங்கள் (**Zn, Ni, Fe, Pb, Ag, Au** மற்றும் பல) உள்ளன. எனவே, இதனை மேலும் சுத்தம் செய்வது அவசியமாகிறது. இதனைச் செயல்படுத்த, உலர் அல்லது உலை முறை பயன்படுத்தப்படுகிறது; பின் மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தப்படுகிறது.

கொப்புளக் காப்பரை உலை முறையில் தூய்மை செய்வதற்கு, அது காற்றோட்டத்தில் உருக்கப்படுகிறது. காப்பரின் ஒரு பகுதி Cu_2O-ஆக ஏற்றம் அடைந்து உருகிய காப்பரில் கரைந்து அதன் ஆக்ஸிஜனைக் கார உலோக அசுத்தங்கள் ஏற்றம் அடைவதற்காக வழங்குகிறது. மிகையாக உண்டான Cu_2O பச்சை மரக்கட்டைகளைச் செலுத்துவதன் மூலம் அல்லது கார்பனைச் சேர்ப்பதன் மூலம் ஒடுக்கம் பெறச் செய்யப்படுகிறது. இப்போது கிடைக்கும் காப்பர் 0·5% மாசுக்களை மட்டும் கொண்ட தூய காப்பராக உள்ளது.

சில காரணங்களுக்கு, முக்கியமாக மின் கம்பிகளைச் செய்வதற்கு காப்பர் மிகவும் தூய்மை உடையதாக இருக்கவேண்டும்; ஏனெனில், மிக மிகக் குறைந்த அளவில் மாசுக்கள் இருப்பினும் அவை காப்பரின் மின் கடத்தும் திறனைக் குறைத்து, அதன் வழியாக மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது மின்சார இழப்புக்குக் காரணமாக உள்ளன. மிகத் தூய காப்பர், உலையினின்று பெறப்பட்ட தூய காப்பரிலிருந்து மின்பகுப்பு முறையில் பெறப்படுகிறது.

மின்பகுப்பு முறையில், உலை முறையில் பெறப்பட்ட தூய காப்பரை மேலும் தூய்மைப்படுத்துவதற்கு, காப்பரைத் தடித்த நேர்மின் முனை தகடுகளாக மாற்றி காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலில் தொங்கவிட வேண்டும். கிராஃபைட் பூச்சைக்கொண்ட மெல்லிய காப்பர் தகடுகள் எதிர்மின் முனைகளாகும். இவை நேர்மின் முனைத்தகடுகளுக்கு இடை இடையே செருகப்பட்டுள்ளன. இவற்றின் மீது கிராஃபைட் பூசுவதற்குக் காரணம் மின் பகுப்பின் போது இவற்றின் மீது படியும் காப்பரை எளிதில் பிரித்தெடுப்பதற்காக ஆகும் மின் பகுப்பு மிகக் குறைந்த மின் அழுத்தத்தில் 0·4 வோல்ட்டுக்கு அதிகமாகாதபடி நிகழ்த்தப்படுகிறது. இச்சூழ்நிலையில் காப்பர் அயனிகள் மற்றும் மின் வேதியிய வரிசையில் காப்பருக்கு மேலாக உள்ள உலோக அயனிகள் (Zn,Fe,Ni) மட்டும் தான் நேர்மின்முனையிலிருந்து கரைசலுக்குள் செல்கின்றன. கொப்புளக் காப்பரிலுள்ள மற்ற எல்லா மாசுக்களும் தொட்டியின் அடியில் வீழ்படிவாகத் தங்குகின்றன. இவையே நேர்மின் முனை மண் எனப்படும். குறைந்த மின் அழுத்தத்தின் காரணமாக, எதிர்மின் முனையில் காப்பர் அயனிகள் மட்டும் மின் சுமையை இழந்து அதன் மீது படிகின்றன. சில்வர் கோல்டு, செலினியம் மற்றும் பிற விலைமதிப்பிற்குரிய தனிமங்கள் நேர்மின் முனை மண்ணிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. இவற்றின் மதிப்பு, இவற்றின் உற்பத்தி செலவைக் காட்டிலும் மிக அதிகமாகவே உள்ளன.

தூய காப்பர், கம்பியாக இழுபடும் தன்மையுடைய, ஒரு வெளிர் சிவப்பு நிறமுடைய உலோகம். இதனை எளிதின் மெல்லிய தகடுகளாகமாற்றலாம். அடர்த்தி 8·92கி/செ.மீ^{3} உருகுநிலை 1,083°C. காப்பர் ஒரு மிகச் சிறந்த வெப்பமின் கடத்தி. இப்பண்பில் இது சில்வருக்கு அடுத்தபடியாக உள்ளது. உலர்ந்த காற்றில் காப்பர் பெரும்பாலும் எவ்வித மாற்றமும் பெறுவதில்லை; ஏனெனில், இதன் பரப்பின் மீது உண்டாகும் மெல்லிய ஆக்ஸைடு படலம் இதனை மேலும் ஏற்றம் பெருமல் பாதுகாக்கிறது;

ஆனால், ஈரம் மற்றும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் முன்னிலையில் காப்பரின் பரப்பு, பச்சை நிறமுடைய கார காப்பர் கார்பனேட் படிவின் $Cu_2(OH)_2CO_3$ பூச்சைப் பெறுகிறது. காற்றில் சூடு செய்தால், காப்பர் கருமை நிற குப்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாறி, பின் உயர் வெப்பநிலையில் ஆக்ஸிஜனை இழந்து குப்ரஸ் ஆக்ஸைடாக, Cu_2O மாறுகிறது.

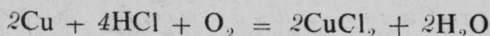
உயர் வெப்ப மின் கடத்தும் திறன், தகடாக மாறும் தன்மை, சிறந்த முறையில் உருப்பெறும் பண்புகள், உயர் இழுபடும் வலிவு மற்றும் அரிமானத்தை எதிர்த்தல் ஆகிய பண்புகளின் காரணமாக காப்பர் மிகவும் பரவலாகத் தொழில் துறைகளில் பயன்படுகிறது; இது அயர்னுக்கு அடுத்தப்படி மிகையாகப் பயன்படும் உலோக மாக உள்ளது.

மின்பகுப்பு முறையில் பெறப்பட்ட தூய காப்பரின் பெரும் பகுதி (காப்பரின் முழு உறபத்தியில் சுமார் 40%) மின் கம்பிகள் மற்றும் தந்திக் கம்பி வடம் தயாரிக்கப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. கொதி கலன்கள், ஆவியாக்கும் தொட்டிகள், மற்றும் பல தொழில் துறைச் சார்ந்த கருவிகளைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கு ஏறக் குறைய தூய காப்பர் பயன்படுத்தப்படுகிறது. காப்பர் பிற உலோகங்களுடன் கூடிய நிலையில், பல்வேறு உலோகக் கலவை களாக, இயந்திரங்கள் செய்வதற்கும், மின்பொறியியல் மற்றும் பல்வேறு கிளை தொழில்துறைகளிலும் பயன்படுகிறது. இதன் மிகமுக்கிய உலோகக் கலவைகள்: பித்தளை (Cu, Zn), வெண்கலம் (Cu, Sn), நிக்கல், சில்வர் (65% Cu, 20% Zn மற்றும் 15% Ni), குப்ரோநிக்கல் (80% Cu மற்றும் 20% நிக்கல்), கான்ஸ்டான்டன் (60% Cu மற்றும் 40% நிக்கல்). குப்ரோநிக்கல் தோற்றத்தில் சில்வரை ஒத்துள்ளது. கான்ஸ்டான்டன் மின் தடைப் பெட்டிகள், வெப்பமின் இரட்டை ஆகியவற்றிற்குப் பயன்படுகிறது.

வேதியியப் பண்புகளை நோக்குமிடத்து, நேரடியாக, ஆக்ஸிஜன், சல்ஃபர், ஹாலஜன்கள் மற்றும் பல தனிமங்களுடன் கூடினும் காப்பர் ஒரு குறைந்த வலுவுடைய உலோகமாகவே உள்ளது.

மின்வேதியிய வரிசையில் ஹைட்ரஜனுக்குக் கீழாக அமைந் துள்ள காப்பர் அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்வதில்லை. இக்காரணத்தினால்தான் ஹைட்ரோகுளோரிக் மற்றும் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலங்கள் இதனைத் தாக்குவதில்லை.

இருப்பினும், வளிமண்டல ஆக்ஸிஜன் முன்னிலையில் காப்பர் இவற்றில் கரைந்து இவற்றிற்கான உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.



$$2Cu + 4HCl + O_2 = 2CuCl_2 + 2H_2O$$

இவ்வினை இரண்டு படிகளில் நிகழ்வதாகக்கொள்ளலாம்: முதலில் ஆக்ஸிஜன் காப்பரை குப்ரிக் ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது; பின் குப்ரிக் ஆக்ஸைடு, பிற கார ஆக்ஸைடு களைப் போலவே ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன்வினைபுரிந்து உப்பையும் நீரையும் உண்டாக்குகிறது. இதுபோன்ற சூழ்நிலையில் மிகவும் வலுவற்ற அமிலங்கள் கூடப் படிப்படியாக காப்பரை கரையச் செய்கின்றன. காப்பர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் எளிதில் கரைகிறது; அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில், சூடு செய்தால் கரைகிறது.

எல்லா ஆவியாகும் தன்மையுடைய காப்பர் சேர்மங்களும் புகையில்லாத வாயுச் சுடரில் நீலம் அல்லது பச்சை நிறத்தைத் தோற்றுவிக்கின்றன.

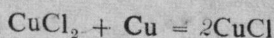
காப்பர், அதன் இருவகை ஆக்ஸைடுகளுக்குரிய **(Cu_2O, CuO)** இருவகை பெறுதிச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. காப்பர், முதல் வகைச் சேர்மங்களில் ஓரிணை திறனுடனும் இரண்டாம் வகைச் சேர்மங்களில் ஈரிணை திறனுடனும் காணப்படுகிறது. காப்பரின் ஓரிணை திறன் சேர்மங்கள் ஒரு விதியைப்போல காப்பரின் ஈரிணை திறன் சேர்மங்களை விட குறைந்த நிலைத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன. மேலும் இவை நடைமுறையில் குறைந்த முக்கியத்துவத்தையே பெற்றுள்ளன.

காப்பரின் ஓரிணைதிறன் சேர்மங்கள் குப்ரஸ் ஆக்ஸைடுCu_2O: இவ்வாக்ஸைடு இயற்கையில் குப்ரைட் அல்லது சிவப்பு காப்பர் தாதுவாகக் காணப்படுகிறது. ஏதேனும் ஒரு குப்ரிக் உப்புக் கரைசலை காரம் மற்றும் ஃபார்மலின் அல்லது திராட்சை சர்க்கரை போன்ற சில ஒடுக்கப் பொருள்களுடன் சேர்த்து சூடுசெய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. முதலில் ஒரு மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு தோன்றுகிறது. இவ்வீழ்படிவு, குப்ரஸ் ஹைட்ராக்ஸைடாகவோ **CuOH** அல்லது படிக வடிவற்ற குப்ரஸ் ஆக்ஸைடு ஜெல்லாகவோ இருக்கலாம் என்பது இன்னும் நிரூபிக்கப்படவில்லை; தீவிரமாகச் சூடு செய்தால் வீழ்படிவு சிவப்பு குப்ரஸ் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

காப்பரைக் காற்றில் வறுத்தும் குப்ரஸ் ஆக்ஸைடைப் பெறலாம். முதலில் உண்டான கருப்புநிற குப்ரிக் ஆக்ஸைடு

சுமார் 800°C-ல் சிதைந்து சிவப்பு நிற குப்ரஸ் ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் குப்ரஸ் ஆக்ஸைடை ஒரு நிறமற்ற **குப்ரஸ் குளோரைடு, CuCl** கரைசலாக மாற்றுகிறது. இக்கரைசலை நீரில் கொட்டினால், CuCl கரையாத வெண்மையான தயிர் போன்ற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. குப்ரிக் குளோரைடு கரைசலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் மற்றும் காப்பர் துருவல்களுடன் சேர்த்து கொதிக்க வைத்தும் குப்ரஸ் குளோரைடைத் தயாரிக்கலாம்.



$$CuCl_2 + Cu = 2CuCl$$

ஓரிணைதிறன் காப்பரின் மற்றுமொரு நிலையான சேர்மம் **குப்ரஸ் சல்ஃபைடாகும்,** Cu_2S. இது காப்பர் நேரடியாகக் கூடும்போது கிடைக்கிறது.

ஈரிணைதிறன் காப்பரின் சேர்மங்கள். குப்ரிக் ஆக்ஸைடு CuO: ஒரு கருப்பு நிறப் பொருள். இதனைப் பொதுவாகப் பெறுவதற்கு, காப்பர் துகள்கள் அல்லது துருவல்கள் காற்றில் சூடு செய்யப்படுகின்றன. கார காப்பர் கார்பனேட் (II) $Cu_2(OH)_2CO_3$ அல்லது காப்பர் நைட்ரேட் (II) $Cu(NO_3)_2$[1] போன்ற காப்பர் உப்புகளை வறுத்தும் இதனைப் பெறலாம். குப்ரிக் ஆக்ஸைடு ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் ஏற்றி. பல்வேறு கரிமப் பொருள்களுடன் சேர்த்து சூடு செய்யும்போது, குப்ரிக் ஆக்ஸைடு அவற்றை ஏற்றம் அடையச் செய்து அவற்றிலுள்ள கார்பனை கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும் ஹைட்ரஜனை நீராகவும் மாற்றி பின் உலோக காப்பராக ஒடுக்கம் பெறுகிறது. இவ்வினை கரிமப் பொருள்களில் உள்ள கார்பன் மற்றும் ஹைட்ரஜனின் அளவை நிர்ணயிப்பதற்குப் பெரிதும் பயனாகிறது.

குப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு $Cu(OH)_2$: குப்ரிக் உப்புக் கரைசல்களை காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்தால், இது ஒரு வெளிர் நீல நிற ஜெல்லி போன்ற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. நீரின் அடியில் மிகவும் இலேசாகச் சூடு செய்தால்கூட இது கருப்பு நிற குப்ரிக் ஆக்ஸைடாகச் சிதைகிறது.

[1] ஒரு உலோகம் மாறும்படும் இணைதிறனைப் பெற்றிருக்கும்போது, உப்பில் அதன் இணைதிறனைக் குறித்துக் காட்டுவதற்காக, உப்பின் பெயருக்குப் பின்னால் ஒரு அடைப்புக் குறிக்குள் ரோமன் எண் பயன்படுத்தப்படுகிறது; இங்கு உப்பின் பெயர் உலோகத்தின் இணைதிறனைத் தெரிவிக்காது. எடுத்துக்காட்டு: CuCl—காப்பர் குளோரைடு (I) அல்லது குப்ரஸ் குளோரைடு; $CuCl_2$ —காப்பர் குளோரைடு II அல்லது குப்ரிக் குளோரைடு; $Fe_2(SO_4)_3$—அயர்ன் சல்ஃபேட் அல்லது ஃபெரிக் சல்ஃபேட்.

குப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு மிகவும் வலிமையற்ற ஒரு கார மாகும். எனவே, ஈரிணை திறன் காப்பர் உப்புகளின் கரைசல்கள் பெரும்பாலும் அமிலமாக வினைபுரிகின்றன; மற்றும் வலிமையற்ற அமிலங்களுடன் காப்பர் கார உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

ஈரிணை திறன் காப்பரின் மிக முக்கிய உப்புகள் பின்வருமாறு:

1. காப்பர் சல்ஃபேட் (II) அல்லது **குப்ரிக் சல்ஃபேட் $CuSO_4$**: நீரற்ற நிலையில் ஒரு வெண்மை நிறப்பொடியாக உள்ளது. ஆனால் நீரை உறிஞ்சிக் கொண்டு நீலநிறகாக மாறுகிறது. இதன் அடிப்படையில் இது பல்வேறு கரிம நீர்மங்களிலுள்ள மிக மிகக் குறைந்த ஈரத்தைக் கண்டறியப் பயன்படுகிறது. காப்பர் சல்ஃபேட்டின் நீர்க் கரைசல்கள் நீரேறிய $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ அயனிக்குரிய வெளிரிய நீல நிறத்தைப் பெற்றுள்ளன. இதன் காரணமாகத்தான் ஈரிணை திறன் கொண்ட காப்பர் உப்புகளின் எல்லாக் கரைசல்களும் நிறமுடைய எதிர்மின் அயனிகளைப் பெற்றில்லாதபோது ஒரே நிறத்தைப் பெற்றுள்ளன. காப்பர் சல்ஃபேட் நீர்க் கரைசல்களினின்று 5 நீர் மூலக்கூறுகளோடு முச்சரிவு அமைப்பில் பளிங்கு போன்ற நீல நிறப் படிகங்களாக வெளிப்படுகின்றது. இவ் வடிவில் இது **மயில்துத்தம் (blue vitriol)** எனப்படும்.

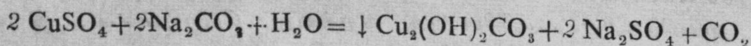
இலேசான சூடு உடைய நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலம் அல்லது சூடான அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் ஊடே நன்றாக ஆக்ஸிஜனைச் செலுத்தி அதில் காப்பர் துண்டுகளைக் கரைத்து நீல துத்தம் தயாரிக்கப்படுகிறது. நீல துத்தம் காப்பர் முலாம் பூசுவதற்கும் சில கனிம நிறப்பொருள்களை உற்பத்தி செய்வதற்கும் மற்றும் வேளாண்மையில் ஒரு பூச்சிக் கொல்லியாகவும் பயன்படுகிறது.

2. காப்பர் குளோரைடு (II) அல்லது **குப்ரிக் குளோரைடு, $CuCl_2 \cdot 2H_2O$**: நீரில் எளிதில் கரையும் ஆழ்ந்த பச்சை நிறப்படிகங்களை உண்டாக்குகிறது. கார காப்பர் கார்பனேட்டை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து இது பொதுவாகத் தயாரிக்கப்படுகிறது. மிகு அடர்வுடைய $CuCl_2$ கரைசல்கள் பச்சை நிறமாகவும், நீர்த்த கரைசல்கள் நீலநிறமாகவும் உள்ளன. காப்பர் குளோரைடு (II) புகையில்லாத வாயுச் சுடருக்கு ஆழ்ந்த பச்சை நிறத்தைத் தருகிறது.

3. காப்பர்நைட்ரேட் (II) அல்லது **குப்ரிக் நைட்ரேட் $Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$**: காப்பரை நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து தயாரிக்கப்படு

கிறது. சூடு செய்தால் நீலநிற காப்பர் நைட்ரேட் படிகங்கள் முதலில் நீரை இழந்து, பின் எளிதில் சிதைந்து ஆக்ஸிஜனையும் பழுப்புநிற நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடையும் வெளிப்படுத்துகின்றன; கருப்புநிற குப்ரிக் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது. இது, குப்ரிக் ஆக்ஸைடைத் தயாரிப்பதற்கும் மற்றும் சில வண்ணங்களைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

4. கார காப்பர் கார்பனேட் (II) $Cu_2(OH)_2CO_3$: இயற்கையில் மேலகைட் கனிமமாகக் காணப்படுகிறது. இது மரகதக்கல் போன்ற பச்சை நிறத்தைப் பெற்றுள்ளது. ஈரிணை திறன் காப்பரின் உப்புக் கரைசல்களைச் சோடாவுடன் வினைபுரியச் செய்து இதனைத் தொகுக்கலாம்:



$$2\,CuSO_4 + 2Na_2CO_3 + H_2O = \downarrow Cu_2(OH)_2CO_3 + 2\,Na_2SO_4 + CO_2$$

இது, குப்ரிக் குளோரைடைத் தயாரிக்கவும் நீலம் மற்றும் பச்சை நிற கனிம வண்ணங்களைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கும் மற்றும் வானவெடி பொருள்களிலும் பயன்படுகிறது.

5.காப்பர் குப்ரிக் அசிட்டேட் $Cu(CH_3COO)_2 \cdot H_2O$: அசிட்டின் அமிலத்தை உலோக காப்பர் அல்லது குப்ரிக் ஆக்ஸைடுடன் வினைபுரியச் செய்து தயாரிக்கப்படுகிறது. வாணிபமுறையில் உண்டாக்கப்படும் பொருள், பொதுவாக பல்வேறு இயைபையும் மற்றும் நிறத்தையும் (பச்சை அல்லது நீலம் கலந்த பச்சை) கொண்ட கார உப்புகளின் கலவையாக இருக்கும். இது, **நடுநிலை வெர்டிகிரிஸ்** (neutral verdigris) என்ற பெயரில் எண்ணெய் சாயங்களைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

6. காப்பரின் இரட்டை அசிட்டேட்-ஆர்சினேட் (பாரிஸ் பச்சை) $Cu(CH_3COO)_2 \cdot Cu_3(AsO_3)_2$: வேளாண்மைப் பூச்சிகளை அழிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

பச்சை, நீலம், பழுப்பு, ஊதா மற்றும் கருப்பு போன்ற பல்வேறு நிறமுடைய கனிம வண்ணங்களைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கு காப்பர் உப்புகள் பயன்படுகின்றன.

எல்லா காப்பர் உப்புகளும் நச்சுத் தன்மையுடையன. இதன் காரணமாகத் தான் காப்பர் தொட்டிகளின் உட்பக்கம் டின் பூசப்படுகிறது; இது காப்பர் உப்புகள் உண்டாவதைத் தடுக்கிறது.

காப்பரின் அணைவுச்சேர்மங்கள் : ஈரிணைத் திறன் காப்பர் அயனிகளின் சிறப்பான பண்பாக இருப்பது, அம்மோனியா மூலக்கூறுகளுடன் கூடி **அணைவு** அயனிகளை உண்டாக்கும் திறனாகும்.

ஒரு காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் அம்மோனிய கரைசலைச் சேர்த்தால், கார உப்பின் நீலநிற வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது மிகையளவு அம்மோனியாவில் எளிதில் கரைந்து கரைசலுக்கு ஆழ்ந்த நீலநிறத்தைத் தருகிறது. இக்கரைசலுடன் காரத்தைச் சேர்த்தால் $Cu(OH)_2$ வீழ்படிவைத் தருவதில்லை; எனவே, கரைசலில் Cu^{2+} அயனிகள் இல்லை என்று அல்லது இவ்வயனிகள் மிகக்குறைந்த அளவில் இருக்க வேண்டும் என முடிவு கொள்ள வேண்டும். எனவே, கரைசலில் மிக அதிக அள்வு அடர்வுடன் ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் இருந்தபோதிலும் $Cu(OH)_2$-ன் கரைதிறன் பெருக்கம் எட்டுவதில்லை. ஆகவே, குப்ரிக் அயனிகள் சேர்க்கப்பட்ட அம்மோனியாவுடன் வினைபுரிந்து, OH^- அயனிகளுடன் கரையும் சேர்மத்தைத் தரக்கூடிய ஒரு வகை புதிய அயனிகளை உண்டாக்குகிறது. அதே சமயத்தில் SO_4^{2-} அயனிகள் எவ்வித மாற்றமும் பெறுமல் உள்ளன. அம்மோனியாக் கரைசலுடன் பேரியம் குளோரைடுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதன் மூலம் இதனைச் சோதனை மூலம் நிரூபிக்கலாம். பேரியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர்த்ததும் உடனடியாக $BaSO_4$ வீழ்படிவடைகிறது ($SO 4^{2-}$ அயனிக்கானச் சோதனை).

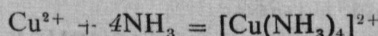
அம்மோனியா கரைசலின் ஆழ்ந்த நீலநிறத்திற்குக் காரணம், கரைசலில் $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ என்ற அணைவு அயனிகள் இருப்பது தான் என ஆய்வுகளின் மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. கரைசலிலிருந்து நீரை ஆவியாக்கி நீக்கினல் $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ அயனிகள் SO_4^{2-} அயனிகளுடன் கூடி, கரைசலினின்று ஆழ்ந்த நீலநிறப்படிகங்கள் வெளிப்படுகின்றன; இவற்றின் இயைபு $[Cu(NH_3)_4] SO_4 \cdot H_2O$ என்ற வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கப்படுகிறது.

எனவே, காப்பர் சல்ஃபேட்டை (II) அம்மோனியாவுடன் வினைபுரியச் செய்தால், கீழ்க்கண்ட வினை நிகழ்கிறது:



$$CuSO_4 + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4] SO_4$$

இவ்வினையின் அயனிச் சமன்பாடு,



$$Cu^{2+} + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+}$$

நடுநிலை மூலக்கூறுகள் அல்லது கரைசலில் தனித்து நிலவியிருக்கக் கூடிய அயனிகளை எடுத்துக்கொண்ட அயனியுடன் சேர்ப்பதால் உண்டாகும் $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ போன்ற அயனிகளை அணைவு

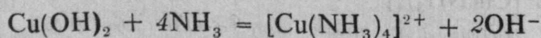
அயனிகள் என்கிறோம். இவ்வயனிகளைப் பெற்றுள்ள உப்புகளை **அணைவு உப்புகள் (complex salts)** என்கிறோம். அணைவு அமிலங்கள் மற்றும் அணைவு காரங்கள் ஆகியவையும் அறியப்பட்டுள்ளன. இவை, கரைசலில் அயனியாகி அணைவு அயனிகளை உண்டாக்குகின்றன.

அணைவுச் சேர்மங்களின் வாய்பாடுகளை எழுதும்போது, அணைவு அயனிகள் பொதுவாக [ ] என்ற சதுர அடைப்புக்குறிக்குள் எழுதிக் காட்டப்படுகின்றன. இது, எடுத்துக் கொண்ட சேர்மத்தை நீரில் கரைக்கும்போது, கரைசலில் அணைவு அயனி அதன் இயைபு பகுதிகளாகப் பிரியாமல் தங்கியிருக்கிறது என்பதைக் காட்டுகிறது.

காப்பர் சல்ஃபேட் (II)-ஐப்போலவே ஈரிணைதிறன் காப்பரின் பிற உப்புகளும் அம்மோனியாவுடன் வினைபுரிகின்றன. எல்லாவற்றிலும் $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ அணைவு அயனிகளைக் கொண்ட ஆழ்ந்த நீலநிறக் கரைசல் கிடைக்கிறது.

ஓரிணை திறன் காப்பர் அம்மோனியாவுடன் கூடி $[Cu(NH_3)_2]^+$ இயைபு கொண்ட நிறமற்ற அணைவு அயனிகளை உண்டாக்குகிறது.

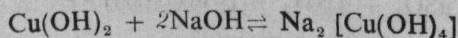
குப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடும் அம்மோனியாவில் கரைந்து ஒரு ஆழ்ந்த நீலநிறக் கரைசலை உண்டாக்குகிறது. இதில் $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ அயனி மற்றும் ஹைட்ராக்சில் அயனி ஆகியவை உள்ளன.



$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2OH^-$$

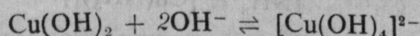
கிடைக்கும் கரைசல் ஸெல்லுலோஸைக் (பஞ்சு, கம்பளி, வடிதாள்) கரைக்க வல்லதாக உள்ளது. இது ஒரு வகை செயற்கைப் பட்டுத்துணியை தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

குப்ரிக் ஹைட்ராக்சைடு மிக அடர்வு கொண்ட காரக் கரைசல்களிலும் கரைந்து $[Cu(OH)_4]^{2-}$ என்ற அணைவு அயனியைப் பெற்றுள்ள நீலம் கலந்த ஊதா நிற **குப்ரைட்டுகள்** என்ற உப்புகளின் கரைசல்களை உண்டாக்குகிறது.



$$Cu(OH)_2 + 2NaOH \rightleftharpoons Na_2[Cu(OH)_4]$$

அல்லது அயனி வடிவில்,



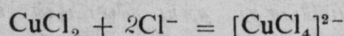
$$Cu(OH)_2 + 2OH^- \rightleftharpoons [Cu(OH)_4]^{2-}$$

காப்பர்-அம்மோனியா அணைவுகள்போல, இங்கு Cu^{2+} அயனிகள் மின் நடுநிலை மூலக்கூறுகளைச் சேர்ப்பதில்லை; ஆனல்,

நான்கு OH^- அயனிகளைச் சேர்த்து, நேர்மின் அயனிகளுக்குப் பதிலாக எதிர்மின் அணைவு அயனிகளை உண்டாக்குகின்றன.

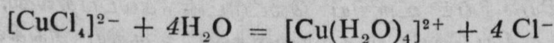
குப்ரைட்டுகள் மிகவும் நிலையற்றவை, இவற்றின் காரக் கரைசல்களை நீருடன்சேர்த்து நீர்த்தால் இவை சிதைந்து மீண்டும் குப்ரிக் ஆக்ஸைடை ஒரு வீழ்படிவாக உண்டாக்குகின்றன. எனவே, குப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு காரங்களில் கரைந்து சில அமிலப் பண்புகளை வெளிப்படுத்தாமல் இருப்பினும், இப்பண்புகள் ஓரளவிற்கு ஓங்கியே உள்ளன.

ஈரிணைதிறன் காப்பரின், பிற அணைவு எதிர்மின் அயனிகளும் $[CuCl_4]^{2-}$ அயனிகளையும் குறிப்பிடவேண்டும்; இது குப்ரிக் குளோரைடின் அடர் கரைசல்களில் உண்டாகி அவற்றின் பச்சை நிறத்துக்குக் காரணமாக விளங்குகிறது.



$$CuCl_2 + 2Cl^- = [CuCl_4]^{2-}$$

கரைசல்களுடன் நீரைச் சேர்த்து நீர்த்தால் $[CuCl_4]^{2-}$ அயனிகள் சாதாரண நீரேறிய குப்ரிக் அயனிகளாக $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ மாறி, கரைசல்களின் நிறத்தை பச்சையிலிருந்து நீலமாக மாற்றுகின்றன.



$$[CuCl_4]^{2-} + 4H_2O = [Cu(H_2O)_4]^{2+} + 4\,Cl^-$$

203. சில்வர் (அர்சென்டம்); அணு எடை 107·868:

இயற்கையில் சில்வர் காப்பரைவிடக் குறைவாகக் காணப்படுகிறது; பூமியின் மேலோட்டில் இதன் அளவு *0·00001* விழுக்காடு தான் உள்ளது. சில இடங்களில் (எடுத்துக்காட்டாக கனடாவில்) சில்வர் தனி நிலையில் காணப்படுகிறது; ஆனால் பெரும்பாலான சில்வர் அதன் சேர்மங்களிலிருந்துதான் பெறப்படுகிறது. சில்வர் கிளான்ஸ் (அர்சென்டைட்) Ag_2S இதன் மிக முக்கியத் தாதுவாகும், இதனை அடுத்து காணப்படுவது கொம்பு சில்வராகும் (செரர்க்சிரைட் AgCl. சில்வர்,மிக அளவில் அல்லது குறையளவுகளில் ஒத்த வடிவுடைமைக் கலவையாக பெரும்பாலும் எல்லா காப்பர் மற்றும் முக்கியமாக லெட் தாதுக்களில் உள்ளது. உற்பத்தி செய்யப்படும் சில்வரில் *80* சதஅளவு இத் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்பட்டதே.

முதலாளித்துவ நாடுகளில் உற்பத்தி செய்யப்படும் சில்வரின் மொத்த அளவு (ஆண்டிற்கு) சுமார் *6* ஆயிரம் டன்களாகும்; இதில் பெரும்பாலும் பாதி அளவு மெக்சிக்கோ மற்றும் USA நாடுகளால் உற்பத்தி செய்யப்படுகிறது. USSR-ல், சில்வர் சில்வர்-லெட்

தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இத்தாதுவின் படிவுகள் யுரேல்ஸ், அல்டை, வடக்கு காகாசஸ், காஸாகாஸ் தான் மற்றும் வேறு சில இடங்களிலும் காணப்படுகின்றன.

சில்வரைப் பெற்றுள்ள காப்பர் மற்றும் லெட் தாதுக்களை பயன்படுத்தும்போது, சில்வர் தனி நிலையில் சில முக்கிய உலோகங்களுடன் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இதனைப் பொதுவாக மின்பகுப்பு முறையில் சுத்தம் செய்யும்போது காப்பரிலிருந்து வேறுபடுத்தப்படுகிறது. இதன் லெட் உலோகக் கலவைகளிலிருந்து இதனைப் பிரித்தெடுக்க இரண்டு முறைகள் பயன்படுகின்றன.

முதல் முறையில், சில்வரைக் கொண்டுள்ள லெட் உருகச் செய்து பின் மெதுவாகக் குளிரவிடப்படுகிறது. உலோகக் கலவை குளிர்வுறும்போது, தூய லெட்டின் படிகங்கள் அதன் பரப்பின்மீது தோன்றுகின்றன. இவை அகப்பை கொண்டு நீக்கப் படுகின்றன. எஞ்சியிருப்பதில் சில்வர் மிகையானதும், இதனூடே சக்தி வாய்ந்த காற்றைச் செலுத்தினல், லெட், லெட் ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் அடைகிறது; சில்வர் ஏற்றம் பெருமல் இருக்கிறது.

உருகிய சிங்க் உருகிய லெட்டுடன் கலப்பதில்லை; ஆனல் சில்வர், உருகிய லெட்டில் கரைவதைவிட உருகிய சிங்கில் நன்கு கரைகிறது; இவற்றின் அடிப்படையில்தான் இரண்டாவது முறை அமைந்துள்ளது.

சில்வரைப் பெற்றுள்ள உருகிய லெட்டுடன் சிங்கைச் சேர்த்தால், சில்வரின் பெரும்பகுதி உருகிய சிங்குக்குச் சென்று விடுகிறது. சிங் அகப்பை கொண்டு பிரித்துப் பின் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. சிங்கைக் காய்ச்சி வடித்து நீக்கிய பிறகு, எஞ்சியிருக்கும் சில்வரிலிருந்து மிகக் குறைந்த அளவில் உள்ள லெட்டை நீக்கி தூய்மைப்படுத்துவதற்காக, முதல் முறையில் செய்யப்பட்டதுபோலவே இங்கும் செய்யப்படுகிறது.

தூய சில்வர் மிகவும் மிருதுவான, கம்பியாகும் தன்மையுடைய 10·5கி./செ.மீ.^{3} அடர்த்தி கொண்ட ஒரு உலோகம். இதன் உருகுநிலை 960·8°C. உலோகங்களிலேயே இதுதான் மிகச் சிறந்த வெப்ப மின் கடத்தியாக உள்ளது.

மென்மைத் தன்மை காரணமாகத் தூய சில்வரை நடைமுறையில் பயன்படுத்துவதில்லை. இத்துடன் பொதுவாக மிகு அளவு அல்லது குறை அளவு காப்பர் சேர்க்கப்படுகிறது. சில்வர்

உலோகக் கலவைகள், வீட்டுப் பாத்திரங்கள், நகை மற்றும் சில்வர் நாணயங்கள் செய்யப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. உலோகக் கலவைகளில் சில்வரின் அளவு அதன் **நியமத்தால்** தெரிவிக்கப்படுகிறது. நியம அளவு, 1000 பங்கு உலோகக் கலவையில் எவ்வளவு பங்கு தூய சில்வர் அடங்கியுள்ளது என்பதைக் காட்டுகிறது. USSR-ல் சில்வர் சாமான்கள் எல்லாம் 875 நியம சில்வரால், அதாவது 87·5 சத அளவு சில்வரும் 12·5 சத அளவு காப்பரும் கலந்த கலவையால் செய்யப்பட்டவை[1] வெட்டி எடுக்கப்படும் சில்வரின் பெரும்பகுதி பிற உலோகங்களின் மீது பூசுவதற்குப் பயன்படுகிறது; இது தற்போது முலாம் பூசுதல் முறையில் செயல்படுத்தப்படுகிறது. சில்வர் சேமிப்பு மின்கல அடுக்கை உண்டாக்குவதற்கும் பயன்படுகிறது.

சில்வர்-சிங்க் சேமிப்பு மின்கல அடுக்குகளில், நேர்மின் முனைகள் தூய சில்வரின் தகடுகளாகும்; சிங்க் ஆக்ஸைடு தகடுகள் எதிர்மின் முனைகளாகும். மின்பகு பொருள் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் கரைசலாகும். இது போன்ற கலன்கள், அயர்ன் நிக்கல் (பிரிவு 248-ஐ காண்க) மற்றும் லெட் கலன்களை (பிரிவு 226-ஐ காண்க) விட பல நன்மைகளைக் கொண்டுள்ளன; இவற்றின் உற்பத்தி விலை அதிகமாக இருந்தும் இவை மிகு அளவில் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

சில்வர்-சிங் சேமிப்பு மின்கல அடுக்குகளின் மிக முக்கிய நன்மைகள் பின்வருமாறு:

(1) குறைந்த எடையுடையதாக இருப்பினும் உயர் திறனைப் பெற்றிருத்தல்;

(2) பரவலான வீச்சு எல்லை வெப்பநிலைகளில் (−60 to + 80°C வரை) செயல்படும் திறன்;

(3) மின்னேற்ற நிலையில் சிறந்த சேகரிப்புத் தன்மை;

(4) பெருமளவு வீச்சு எல்லை வளிமண்டல அழுத்தங்களில் பயன்படுடக்கூடியதாக இருத்தல்,

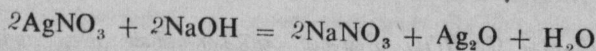
[1] USSR-ல் மெட்ரிக் முறையைப் பின்பற்றுவதற்கு முன்பு, சில்வர் உலோகக் கலவைகள் மற்றும் சாமான்களின் தூய்மையை, உலோகக் கலவையின் ஒரு பவுண்டிற்கு தூய சில்வரின் ஸொலோடினிக்கி (zolotniki) என்று தெரிவிக்கப் பட்டது (1 lb = 96 ஸொலோடினிக்கி). சான்றாக பழைய சில்வர் சாமான் ஒன்றின் மீது 84 என்று குறிப்பிட்டிருந்தால் அதன் பொருள் உலோகக் கலவையின் 36 ஸொலோடினிக்கியில் அடங்கியுள்ள சில்வரின் அளவு 84 ஸொலோடினிக்கி எனப்படும்.

சில்வர் மிக வலுக் குறைந்த உலோகங்களுள் ஒன்றுகும்; இது பெரிதும் மின் வேதியிய வரிசையின் இறுதியில் அமைந்துள்ளது. சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் அல்லது சூடு செய்தாலும் இது காற்றில் ஏற்றம் அடைவது இல்லை. சில்வர் சாமான்கள் அடிக்கடி கருமை நிறத்தைப் பெறுவதற்குக் காரணம், காற்றிலுள்ள ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் செயலினாலும் சல்ஃபர் சேர்மங்களைக் கொண்டுள்ள உணவுப் பொருள்களுடன் இவை பரிசம் பெறுவதாலும் இவற்றின் மீது கருப்பு நிற சில்வர் சல்ஃபைடு Ag_2S உண்டாவதே யாகும்.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலமும் சில்வரைத் தாக்குவதில்லை. இது பொதுவாக நைட்ரிக் அமிலத்தால் கரைக்கப்படுகிறது.

சில்வர் ஒரே வகை உப்புகளை மட்டும்தான் உண்டாக்குகிறது; இவற்றின் கரைசல்கள் நிறமற்ற Ag^+ அயனிகளைப் பெற்றுள்ளன.

சில்வர் ஆக்ஸைடு Ag_2O: சில்வர் உப்புகளின் கரைசல்கள் காரங்களுடன் வினைபுரியும்போது AgOH உண்டாகும் என எதிர்பார்க்கப்படலாம்; ஆனால், பதிலாக பழுப்பு நிறமுடைய சில்வர் ஆக்ஸைடு வீழ்படிவுதான் உண்டாகிறது.



$$2AgNO_3 + 2NaOH = 2NaNO_3 + Ag_2O + H_2O$$

சில்வர் ஆக்ஸைடு அதிக அளவு நீரில் சிறிது கரைந்து கரைசலுக்கு காரத் தன்மையைத் தருகிறது. இதுபோன்ற கரைசல் லிட்மஸ் தாளுக்கு நீல நிறத்தைத் தருகிறது; மற்றும் காரங்களைப் போலவே, பல உலோகங்களின் ஹைட்ராக்ஸைடுகளை அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து வீழ்படிவாக்குகிறது. எனவே, கரைசல் சிறிதளவு AgOH-ஐப் பெற்றுள்ளது என்பது தெளிவு; AgOH ஒரு வலிமையான காரம். இக்கருத்து, சில்வர் உப்புகள் நீராற்பகுப்பு அடைவதில்லை என்பதிலிருந்து உறுதிப்படுகிறது.

சில்வர் பெராக்ஸைடு Ag_2O_2 எனப்படும் வேறொரு ஆக்ஸைடு ஓசோனின் செயலினால் உண்டாகிறது.

மிக முக்கிய சில்வர் உப்புகள் பின்வருமாறு :

1. **சில்வர் நைட்ரேட் $AgNO_3$:** இதனை லூனர்காரம் (lunar caustic) என்றும் குறிப்பிடுகிறோம். இது நன்கு நீரில் கரையும் நிறமற்ற படிகங்களைத் தருகிறது. இது, சில்வரை நைட்ரிக்

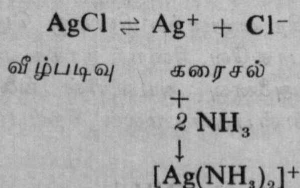
அமிலத்தில் கரைத்துத் தயாரிக்கப்படுகிறது. இது, மருதது வத்தில் புண்ணைச் சுடுவதற்குப் பயன்படுகிறது; சில்வர் அயனி கரிமப் பொருள்களை ஏற்றம் அடையச் செய்து அது உலோக சில்வராக ஒடுக்கம் பெறுகிறது. பிற சில்வர் சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கு இது மூலப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. ஒளிப் படத் தொழில்துறை, கால்வனே பிளாஸ்டிக் ஆகிய முறைகளிலும் மற்றும் கண்ணாடிகள் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

2. **சில்வர் குளோரைடு: AgCl.** Ag^+ அயனி Cl^- அயனியை நெருங்கும்போதெல்லாம், **AgCl** நீர் மற்றும் அமிலங்களில் கரையாத தயிர் போன்ற வெண்மையான வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. சூரிய ஒளியில், சிதைவின் காரணமாக **AgCl** படிப்படியாக கருப்பு நிறத்தைப் பெறுகிறது; சிதைவின்போது உலோக சில்வர் உண்டாகிறது. சில்வர் புரோமைடும் அயோடைடும் இதனை ஒத்த பண்புகளையே பெற்றுள்ளன; ஆனால் இவ்விரண்டுச் சேர்மங்களும் மஞ்சள் கலந்த நிறமுடையவை. சில்வர் ஃபுளூரைடு **AgF** நீரில் கரைகிறது.

சில்வரின் அணைவுச் சேர்மங்கள்: காப்பரைப் போலவே சில்வரும் அணைவுச் சேர்மங்களை உண்டாக்குவதில் ஓங்கிய ஆர்வத்தைப் பெற்றுள்ளது.

Ag_2O, **AgCl** போன்ற பல சில்வர் சேர்மங்கள் நீரில் கரைவதில்லை; ஆனால் அம்மோனியாக் கரைசலில் எளிதில் கரைகின்றன. இதற்குக் காரணம், அம்மோனியா மூலக்கூறுகள் சில்வர் அயனிகளைச் சந்திக்கும்போது அணைவு அம்மோனியா சில்வர்-அயனிகள் $[Ag(NH_3)_2]^+$ உண்டாவதேயாகும்.

சில்வர் குளோரைடை எடுத்துக் கொண்டால், நிகழும் வினையை கீழ்க்கண்டவாறு காட்டலாம் :



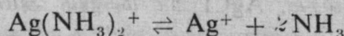
$$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

வீழ்படிவு   கரைசல்

$$+ \; 2\,NH_3 \downarrow [Ag(NH_3)_2]^+$$

சில்வர் குளோரைடிலிருந்து சில சில்வர் அயனிகள் கரைசலுக்குள் செல்கின்றன. இவற்றிற்கும் வீழ்படிவுக்கும் இடையே ஒரு இயங்குச் சமநிலை பெறப்படுகிறது. அம்மோனியாவைச்

சேர்க்கும்போது அதன் மூலக்கூறுகள் Ag^+ அயனிகளுடன் சேர்ந்து $[Ag(NH_3)_2]^+$ அணைவு அயனிகளை உண்டாக்குகின்றன ; இப்போது, வீழ்படிவு முழுவதும் கரையும் வரை சமநிலை தொடர்ச்சியாக வலதுபக்கம் பெயர்வு அடைகிறது. ஆகவே, அம்மோனியாக் கரைசலில் சில்வர் $[Ag(NH_3)_2]^+$ என்ற அணைவு அயனிகளாக நிலவுகின்றது. ஆனால், இவற்றோடு எப்போதும், மிகமிகக் குறைவாக இருப்பினும், சிறிது Ag^+ அயனிகள் கரைசலில் தங்கி உள்ளன; இது, கீழ்க் கண்ட சமன்பாட்டின்படி, அணைவு அயனி அயனியாவதால் உண்டாவதாகும்.



$$Ag(NH_3)_2^+ \rightleftharpoons Ag^+ + 2NH_3$$

கரைசலை காரத்துடன் வினைபுரியச் செய்தால், வீழ்படிவு ஏதும் கிடைப்பதில்லை; ஆனால், மேலே கண்டதுபோல சில்வரின் சாதாரண உப்புக் கரைசல்கள் உடனடியாக Ag_2O வீழ்படிவை உண்டாக்குகின்றன. எனவே, அம்மோனியாக் கரைசலில் சில்வர் அயனியின் அடர்வு, **AgOH** -ன் கரைதிறன் பெருக்கத்தை ($SP_{AgOH} = 2 \times 10^{-8}$) எட்டாத அளவிற்கு மிகவும் குறைவாக இருக்கவேண்டும் என்பது தெளிவு; இங்கு மிகையளவு OH^- அயனிகளைச் சேர்த்தாலும் வீழ்படிவு உண்டாவதில்லை. இருப்பினும், பொட்டாசியம் அயோடைடைச் சேர்த்தால், சில்வர் அயோடைடு வீழ்படிவு வெளிப்படுகிறது. இது, கரைசலில் Ag^+ அயனி இருப்பதைக் காட்டுகிறது. இதன் அடர்வு எவ்வளவு குறைவாக இருப்பினும், இவ் வீழ்படிவு உண்டாவதற்கு இது மிகவும் போதுமானதாக உள்ளது; ஏனெனில் சில்வர் அயோடைடின் கரைதிறன் பெருக்கம் 1×10^{-16} அளவு மட்டும்தான் உள்ளது; அதாவது, இம்மதிப்பு சில்வர் ஹைட்ராக்ஸைடுக்கு உரியதைவிட மிகக் குறைவாக இருக்கிறது. இதுபோலவே, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடும் Ag_2S வீழ்படிவை உண்டாக்குகிறது; ஏனெனில், Ag_2S-ன் கரைதிறன் பெருக்கம் 1×10^{-51}-க்குச் சமமாக உள்ளது.

மேற்கண்ட சமன்பாட்டின்படி, $[Ag(NH_3)_2]^+$ அயனிகளின் அயனியாகும் தன்மை, பிற வலுவற்ற மின்பகு பொருளின் அயனியாதல் தன்மையைப் போலவே, நிறைத் தாக்க விதிக்கு உட்பட்டு இருக்கிறது; இதனை அணைவு அயனியின் **நிலையிலா மாறிலி** **(instability constant)** என்பதன் மூலம் சிறப்பாகத் தெரிவிக்கலாம்.

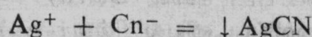
$$K_{\text{நிலையிலா}} = \frac{[Ag^+] \cdot [NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]^+} = 6{\cdot}8 \times 10^{-8}$$

பல்வேறு அணைவு அயனிகளின் நிலையிலா மாறிலிகள் அதிகமாக வேறுபடுகின்றன. இவை, அணைவுச் சேர்மத்தினுடைய

நிலைப்புத் தன்மையின் அளவை அறிந்துகொள்ள உதவுகின்றன.

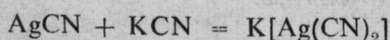
முக்கியமாக, Ag^+ அயனிகள் CN^- அயனிகளுடன் கூடும்போது நிலையான அணைவு எதிர்மின் அயனிகள் உண்டாகின்றன.

பொட்டாசியம் சயனைடை $AgMO_3$ கரைசலுடன் சேர்த்தால் ஒரு வெண்மை நிற சில்வர் சயனைடு வீழ்படிவு உண்டாகிறது.



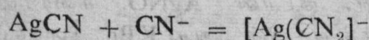
$$Ag^+ + Cn^- = \downarrow AgCN$$

பொட்டாசியம் சயனைடு மிகையாக இருப்பின், வீழ்படிவு எளிதில் கரைந்து $K[Ag(CN)_2]$ அணைவு உப்பாக மாறுகிறது. இது கரைசலில் K^+ அயனிகளாகவும் $[Ag(CN)_2]^-$ அயனிகளாகவும் நிலவுகின்றன.



$$AgCN + KCN = K[Ag(CN)_2]$$

இவ்வினையின் அயனிச் சமன்பாடு,

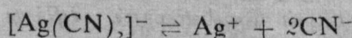


$$AgCN + CN^- = [Ag(CN_2]^-$$

கரைசலை ஆவியாக்கினால், $K[Ag(CN)_2]$ படிகங்களாக வெளிப்படுகின்றன.

$[Ag(CN)_2]^-$ அயனி மிகவும் நிலையானது. இதன் நிலையிலா மாறிலி 1×10^{-21}. எனவே, $K[Ag(CN)_2]$ கரைசலுடன் பொட்டாசியம் அயோடைடைச் சேர்த்தாலும்கூட AgI வீழ்படிவு அடைவதில்லை. ஆனால் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை வினைபுரியச் செய்தால், Ag_2S வீழ்படிவு பிரிகிறது; ஏனெனில் சில்வர் சல்ஃபைடின் கரை திறன் பெருக்கம் மிக மிகக் குறைவாக உள்ளது.

சில்வர் தகடுகள் மீது பூசுவதற்காக அணைவு சில்வர் சேர்மங்கள் பயன்படுகின்றன; ஏனெனில், சாதாரண சில்வர் உப்புகளின் கரைசல்களை மின்னாற் பகுக்கும்போது, அடர்வான படலம் படிவதில்லை. சில்வர் சயனைடுக் கரைசலினூடே மின்சாரத்தைச் செலுத்தியதும், அணைவு அயனி, அயனியானதால் உண்டான மிகமிகக் குறைந்த Ag^+ அயனிகளின் மின் இறக்கம் காரணமாக எதிர்மின் முனையில் சில்வர் படிகிறது.

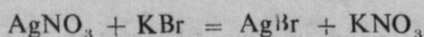


$$[Ag(CN)_2]^- \rightleftharpoons Ag^+ + 2CN^-$$

எல்லா சில்வர் சேர்மங்களும் எளிதில் ஒடுக்கம் அடைந்து உலோக சில்வரை வெளிப்படுத்துகின்றன.

ஒரு கண்ணாடிப் பாத்திரத்திலுள்ள சில்வர் ஆக்ஸைடின் அம்மோனியாக் கரைசலுடன் ஃபார்மலின் அல்லது குளுக்கோஸ் போன்ற ஒடுக்கக் கரணியைச் சிறிது சேர்த்தால், கண்ணாடியின் பரப்பில், அடர்வான மினுமினுப்புடைய ஒரு கண்ணாடி போன்ற படலமாக சில்வர் படிகிறது. இம்முறை, தற்போது கண்ணாடிகளைத் தயாரிப்பதற்கும் கண்ணாடிப் பாத்திரங்களின் உட்பக்கத்தில் சில்வர் பூச்சைத்தருவதற்கும் பயன்படுகிறது. பின்னவை தெர்மாஸ் புட்டிகளில் வெப்ப இழப்பைத் தடுக்கப் பயன்படுகின்றன. **ஒளிப்படவியல்** சில்வர் உப்புகள் முக்கியமாக குளோரைடு மற்றும் புரோமைடுகள் ஒளிப்படவியலில் பதிவுத் திறநுட்பத் தகடுகள், ஏடுகள் மற்றும் காகிதங்கள் தயாரிப்பதற்கு பயன்படுகின்றன. இதற்குக் காரணம் இவ்வுப்புகள், ஒளியின் முன்னிலையில் சிதைந்து உலோக சில்வரை விடுவிக்கக்கூடியவையாக இருப்பதேயாகும்.

ஒளிப்படத் தகடுகள் மற்றும் ஏடுகள் பின்கண்டவாறு தயாரிப்படுகின்றன. சூடான $AgNO_3$ கரைசலுடன் சிறிதளவு ஜெலாட்டின் சேர்த்து பின் அது KBr கரைசலுடன் கலக்கப்படுகிறது. கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி சில்வர் புரோமைடும், பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டும் உண்டாகின்றன.



$$AgNO_3 + KBr = AgBr + KNO_3$$

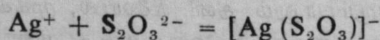
ஜெலாட்டினுடைய பாதுகாப்புச் செயல் காரணமாக, AgBr வீழ்படிவு அடைவதில்லை; ஆனால் மிக நுண் துகளாக்கப்பட்ட நிலையில் தொங்கிக் கொண்டுள்ளன. இவ்வாறு கிடைக்கும் கலங்கலான நீர்மத்தை 'சில்வர் புரோமைடு பால்மம்' (தொங்கல் எனக் கூறுவது பொருத்தமாக இருந்த போதும்) என்கிறோம். ஏனெனில் AgBr–ஐ நுண் துகளாக்கும்போது மிகவும் கூருணர்ச்சி உடையதாக இல்லாமல் இருப்பதால், பால்மம் சிறிது நேரம் சூடான இடத்தில் முழுமை பெற, அதாவது AgBr விரவியிருத்தல் குறைந்து பெரிய துகள்கள் உண்டாகும்வரை விட்டு வைக்கப்படுகிறது. இது சில்வர் புரோமைடின் பதிவுத்திற நுட்பத்தை 100 மடங்கு அளவிற்கு உயர்த்துகிறது.

முழுமை அடைந்ததும் பால்மத்தைக் குளிரச் செய்து கிடைக்கும் ஜெலாட்டின் ஜெல்லியைப் பிழிந்து பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டை நீக்குவதற்கு நீர்கொண்டு கழுவப்படுகிறது. பின் இதனை உருக்கி, கண்ணாடித் தகடுகள் அல்லது ஸெல்லுலாய்டு ஏடுகள் மீது தடவப்படுகிறது. இவ்வெல்லா வினைகளும் சில்வர்

புரோமைடைப் பாதிக்கச் செய்யாத சிவப்பு ஒளியில் நிகழ்த்தப் படுகின்றன.

ஒரு ஒளிப்படத் தகடை ஒளியில் படும்படிக் காட்டினால் அது மிக மெதுவாக கருப்புநிறத்தைப் பெறுகிறது. இருப்பினும், உருதுலக்கிகள் (developers) எனப்படும் பல்வேறு பொருள்களைத் தகட்டின் மீது சேர்த்து இவ்வினையை வெகுவேகமாக நிகழும்படி விரைவு அடையச் செய்யலாம். சில்வர் புரோமைடை ஒளியில் படும்படி காட்டிய பிறகு அதனை ஒரு நொடியின் பகுதி அளவுகளிலேயே சிதைக்கும் திறனை ஒரு உருவிளக்கி பெற்றிருக்கிறது.

ஒரு ஒளிப்படத் தகட்டின் மீது ஒரு பொருளின் பிம்பத்தைப் பெறுவதற்கு, அதனை படம் எடுக்கும் கருவியில் வைத்து, மிகக் குறைந்த நேரத்திற்கு லென்சினால் அனுப்பப்பட்ட கதிர்கள் அதன் மீது படும்படி செய்யவேண்டும். இவை பொருளின் பிம்பத்தை ஒளிப்படத் தகட்டின் மீது விழச் செய்கின்றன. பின் ஒளிப்படத் தகட்டை ஒரு உருவிளக்கிக் கரைசலில் மூழ்கும்படிச் செய்து எடுத்தால் (இதனை சிவப்பு ஒளியில் நிகழும்படி ஒரு இருட்டறையில் நிகழ்த்த வேண்டும்). தகட்டின் ஒளிப்பட்ட பகுதிகள், விரைவாக கருப்பாக மாறி, பொருளின் பிம்பத்தை வெளிப்படுத்துகின்றன. இம்முறைக்கு **உரு விளக்குதல் (developing)** என்று பெயர். பிம்பம் உருப்பெற்ற பிறகு அதனை நிலை நிறுத்த ஒளிப்படத் தகட்டை சோடியம் தயோசல்ஃபேட் கரைசலில் (ஹைப்போ) நனைக்க வேண்டும். சிதைவடையாமல் இருந்த சில்வர் புரோமைடு இக்கரைசலில் கரைகிறது. சில்வரும் தயோசல்ஃபேட் அயனிகளும் கூடி $[Ag(S_2O_3)]^-$ இயைபுடைய அணைவு அயனிகள் உண்டாகின்றன.



$$Ag^+ + S_2O_3^{2-} = [Ag(S_2O_3)]^-$$

இது திருப்பப்பட்ட பிம்பத்தைத் தருகிறது. இதில் பொருளின் வெளுறிய பகுதிகள் கருப்பாகவும் கருமை நிறப் பகுதிகள் வெளுறிய நிறத்துடனும் காணப்படும் (படம் 135).

பொருளின் உண்மையான பிம்பத்தை அல்லது பாஸிட்டிவை (படம் 136) நெகட்டிவ்விலிருந்து ஒரு பதிவுத் திற நுட்ப காகிதத்தின் மேல் பதியும்படி செய்யலாம். இதற்காக, ஒரு காகிதத்தின் மீது நெகட்டிவை வைத்துக் குறுகிய நேரத்திற்கு

ஒளிபடும்படிச் செய்து பின் காகிதத்தை உருத்துலக்கி நிலை நிறுத்தப்படுகிறது.



படம் 135.

நெகட்டிவ்



படம் 136.

பாசிட்டிவ்

சில வகைக் காகிதங்களில் அவற்றின் பதிவுத் திறப் படலத்தில் சில்வர் புரோமைடைப் பெற்றிருப்பதற்குப் பதிலாக சில்வர் குளோரைடைப் பெற்றுள்ளன. இதுபோன்ற காகிதத்தின் மீது பதிப்பதற்கு உருத்துலக்க அவசியமில்லை; நெகட்டிவ்விற்கு கீழாக காகிதத்தை வைத்து அதன்மீது பிம்பம் நன்கு புலப்படும் வரை ஒளிபடும்படிச் செய்து பின் பதிந்த நிலை நிறுத்தப் படுகிறது.

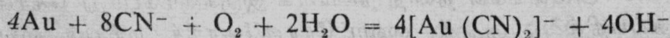
204. கோல்டு (தங்கம்) (ஆரம்): அணு எடை, 196·967

கோல்டு பெரும்பாலும் தனி நிலையில், முக்கியமாக படிகக் கல்லில் சிறு மணிகளாக அல்லது படிக மணலுடன் கலந்து காணப்படுகிறது. இயற்கையில் காணப்படும் கோல்டின் ஒரே சேர்மம் **கோல்டு டெலூரைடாகும் $AuTe_2$**. அயர்ன், லெட் மற்றும் காப்பர் சல்ஃபைடு தாதுக்கள் சிறு அளவுகளில் கோல்டைப் பெற்றுள்ளன. கடல் நீரிலும் சிறிதளவு கோல்டு கண்டறியப் பட்டுள்ளது. பூமியின் மேலோட்டின் கோல்டின் மொத்த அளவு $5 \times 10^{-7}\%$ என மதிப்பிடப்பட்டுள்ளது.

USSR-ல் சைபீரியா மற்றும் யுரால்ஸ் ஆகிய இடங்களில் கோல்டு படிவுகள். காணப்படுகின்றன. தென் ஆப்பிரிக்கா,

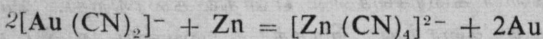
அலாஸ்கா, கனடா மற்றும் ஆஸ்ட்ரேலியா ஆகிய நாடுகளில் கோல்டு படிவுகள் அதிக அளவில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன.

மணல் அல்லது படிகக்கல் பாறைப் பொடியை நீருடன் சேர்த்து கழுவி கோல்டு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது; நீர் மணல் துகள்களை இலேசான பகுதியாக அடித்துச் செல்கிறது. கோல்டைக் கரைக்கக்கூடிய பல்வேறு நீர்மங்களை மணலுடன் வினைபடுத்தியும் கோல்டைப் பிரித்தெடுக்கலாம்; இதற்காக NaCN கரைசல் மிகவும் பொதுவாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது ஆக்ஸிஜன் முன்னிலையில் கோல்டைக் கரைத்து அதனை அணைவு $[Au(CN)_2]^-$ அயனியாக மாற்றுகிறது.



$$4Au + 8CN^- + O_2 + 2H_2O = 4[Au(CN)_2]^- + 4OH^-$$

கிடைக்கும் கரைசலினின்று கோல்டைப் பிரித்தெடுப்பதற்குப் பொதுவாக சிங்க் துகள்கள் சேர்க்கப்படுகின்றன.



$$2[Au(CN)_2]^- + Zn = [Zn(CN)_4]^{2-} + 2Au$$

வீழ்படிவடைந்த கோல்டு சிங்கிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப் படுவதற்கு நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபடுத்தப்படுகிறது; பின் இது கழுவி உலர்த்தப்படுகிறது. சூடான அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து அல்லது மின் பகுப்பு முறையில் இதிலுள்ள மாசுக்கள் (முக்கியமாக சில்வர்) நீக்கப்படுகின்றன.

கோல்டு தாதுக்களை பொட்டாசியம் அல்லது சோடியம் சயனைடுக் கரைசல்களில் கரைத்து கோல்டைப் பிரித்தெடுக்கும் முறை (சயனைடு முறை எனப்படும்) *1843*-ல் இரஷியப் பொறியியலார் P. பக்ராடியன் என்பவரால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. கோல்டு உலோகவியலில் இம்முறையே தற்போது மிகையாகப் பயன்படுகிறது.

கோல்டின் உலக உற்பத்தி (USSR இல்லாமல்) ஏறக்குறைய *1,000* டன்களாகும்.

தூய கோல்டு ஒரு ஒளிமயமான மஞ்சள் நிறமுடைய பொலிவான உலோகம். இதன் அடர்த்தி *19·3* கி./செ. மீ.^{3}, உருகுநிலை *1,063*°C. இதனை எளிதில் கம்பியாகவும் தகடாகவும் உருப்பெறச் செய்யலாம்; *0·0002* மி.மீ. தடிப்புக்கும் குறைவான தடிப்புகளில் இலைகளாகச் சுற்றலாம். ஒரு கிராம் கோல்டை *3·5* கி. மீட்டர் நீளமுடைய நூலாக இழுக்கலாம். கோல்டு மிகச்

சிறந்த வெப்பமின் கடத்தியாகும்; இப்பண்பில் இது சில்வர் மற்றும் காப்பருக்கு அடுத்தபடியாக உள்ளது.

மென்மைத் தன்மை காரணமாக, சில்வர் அல்லது காப்பருடனுன உலோகக் கலவைகளை மட்டும் தயாரிக்க கோல்டு பயன்படுத்தப்படுகிறது. கோல்டு பொருள்கள் பொதுவாக 58% கோல்டையும் மற்றும் நாணயங்கள் சுமார் 90% கோல்டையும் பெற்றுள்ளன.

வேதியியத் தன்மையில் கோல்டு ஒரு வலுவற்ற உலோகம்; நன்ருகச் சூடு செய்தாலும் காற்றில் எவ்வித மாற்றமும் அடைவதில்லை. அமிலங்கள் தனித் தனியாக இருக்கும்போது கோல்டை பாதிப்பதில்லை; ஆனல் ஹைட்ரோகுளோரிக் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலங்களின் கலவை (இராஜத் திராவகம்) இதனை எளிதில் கரையச் செய்கிறது. கோல்டு, குளோரின் நீர் மற்றும் கார சயனைடுகளின் கரைசல்களில் எளிதில் கரைகிறது. மெர்க்குரியும் கோல்டைக் கரைத்து இரசக் கலவையை உண்டாக்குகிறது; இதில் கோல்டின் அளவு 15%-க்கும் அதிகமாக இருப்பின் இது திண்மமாக இருக்கும்.

கோல்டு, **ஆரஸ் ஆக்ஸைடு** Au_2O மற்றும் **ஆரிக் ஆக்ஸைடு** Au_2O_3 என்ற இரண்டு ஆக்ஸைடுகளைத் தருகிறது; இவற்றிற்கு இணையான இரண்டு வகைச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. மிக முக்கியமானதாகவும் நிலைத்தன்மையுடையதாகவும் இருப்பது மூவிணைத் திறன் கோல்டின் (ஆரிக் வகை) சேர்மங்களாகும்.

இராஜத் திராவகத்தில் கரைத்தால் கோல்டு **குளோரோ-ஆரிக் அமிலமாக** $H[AuCl_4]$ மாறுகிறது. இது ஒரு அணைவுச் சேர்மம்; நான்கு நீர் மூலக்கூறுகளுடன் மஞ்சள்நிற ஊசி போன்ற படிகங்களாக வெளிப்படுகின்றது. (வாணிப கோல்டை தயாரித்தல்). இவ்வமிலம், $Na[AuCl_4]$ போன்ற தெளிவான படிக உப்புகளைத் தருகின்றது. இவற்றின் கரைசல்களில் கோல்டு $[AuCl_4]^-$ அணைவு அயனிகளாக உள்ளது.

$H[AuCl_4]$ அமிலத்தை இலேசாகச் சூடு செய்தால் HCl வெளிவிடப்பட்டு, **கோல்டு குளோரைடு (III)** அல்லது **ஆரிக் குளோரைடு** $(AuCl_3)$ சிவந்த பழுப்பு நிறப் படிகங்களாக வெளிப்படுகின்றது.

காரங்கள் குளோரோ-ஆரிக் அமிலக் கரைசல்களுடன் வினைபுரிந்து, பழுப்புநிற **ஆரிக் ஹைட்ராக்ஸைடை** $Au(OH)_3$ வீழ்படி

வாக்குகின்றன. இது மிகக் குறைந்த அமிலப் பண்புகளுடன் உப்புகளை உண்டாக்குவதால், இதனை **ஆரிக் அமிலம்** என்றும் கூறுகிறோம். $Au(OH)_3$ *100*°C-ல் நீரை இழந்து பழுப்பு நிற ஆரிக் ஆக்ஸைடாக Au_2O_3 மாறுகிறது.

கோல்டு குளோரைடை (III) கார்பன் டை ஆக்ஸைடில் *180*°C-க்குச் சூடு செய்தால், **கோல்டு குளோரைடு** (I) அல்லது **ஆரஸ் குளோரைடு** AuCl உண்டாகிறது. இது இலேசாக நீரில் கரையும் ஒரு வெண்மை நிறப் பொருள். காரங்கள் ஆரஸ் குளோரைடு கரைசல்களிலிருந்து ஊதா நிறமுடைய ஆரஸ் ஆக்ஸைடை Au_2O வீழ்படிவாக்குகின்றன.

எல்லா கோல்டு சேர்மங்களும் சூடு செய்யும்போது எளிதில் சிதைந்து உலோக கோல்டை விடுவிக்கின்றன.

20. அணைவுச் சேர்மங்கள்

205. அணைவுச் சேர்மங்களின் அமைப்பு

காப்பர் துணைத் தொகுதியின் தனிமங்களைப்பற்றி விவரிக்கும் போது, இத்தனிமங்களின் அயனிகள் பிற அயனிகளுடனே அல்லது நடுநிலை மூலக்கூறுகளுடனே கூடி மேலும் பெரிய 'அணைவு' அயனிகளை உண்டாக்கக்கூடியவைகளாக உள்ளன எனக் கண்டோம். அணைவு அயனிகளைக் கொண்ட கரைசல்களி லிருந்து நீரை ஆவியாக்கினால், அணைவு அயனிகள் கரைசலிலுள்ள எதிர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகளுடன்கூடி பல்வேறு 'அணைவுச் சேர்மங்களை' உண்டாக்குகின்றன.

வழக்கமான இணைதிறன் கொள்கையைக் கொண்டு அணைவுச் சேர்மங்கள் உண்டாவதை விளக்க முடியாது. இவற்றின் இயைபு, இரு தனிமச் சேர்மங்களின், அதாவது இரண்டே தனிமங்களை மட்டும் பெற்றுள்ள சேர்மங்களின் வாய்பாட்டை வருவிப்பதற்காகப் பயன்படுத்தப்படும் இணைதிறன் எண்களுடன் சிறிதும் ஒத்திருப்பதில்லை. இக்காரணத்தினால், இணைதிறன் பிணைப்புகள் பற்றிய சில புதிய கருத்துக்கள் வேதியியலில் உருவாகத் தொடங்கிய பின்னர்தான் அணைவுச் சேர்மங்களைப் பற்றிய பயனுள்ள சிறந்த ஆய்வுகளை மேற்கொள்ள முடிந்தது இக்கருத்துக்களே 1893-ல் சுரிச் பல்கலைக் கழகத்தின் பேராசிரியர் ஆல்பிரட் வெர்னரால் தெரிவிக்கப்பட்ட இணைவுச் சேர்மங்களின் கொள்கைக்கு அடிப்படையாக அமைந்தன. இக்கொள்கை இப்போது **ஒருங்கிணைவுக் கொள்கை** (coordination theory) எனப்படும்.

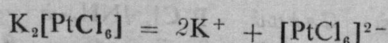
ஒருங்கிணைவுக் கொள்கையின்படி, எந்த ஒரு அணைவுச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறிலும் ஏதேனும் ஒரு அயனி (பொதுவாக

நேர்மின் சுமையைக் கொண்டுள்ள அயனி மைய இடத்தில் காணப்படும். இதனை **அணைவாக்கும் கரணி** (complexing agent) அல்லது **மைய அயனி** (central ion) என்கிறோம். இவ்வயனியைச் சுற்றியவாறு, இதற்கு எதிர்மாறான மின் சுமையைக் கொண்ட அயனிகளோ அல்லது மின் நடுநிலை மூலக்கூறுகளோ ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையில் அமைந்து அதாவது, இணைவடைந்து காணப்படும். இவற்றைக் **கூடும் பொருள்கள்** (addends) என்கிறோம். இவை சேர்மத்தின் **அக ஒருங்கிணைதல் பகுதியை** உண்டாக்குகின்றன. அகப் பகுதியில் இல்லாத பிற அயனிகள் மைய அயனிலிருந்து அதிக தூரத்தில் உள்ளன. இவை **புற ஒருங்கிணைதல் பகுதியை** உருவாக்குகின்றன.

படம் *137*, அணைவு உப்பு $K_2[PtCl_6]$-ன் அமைப்பை விளக்கிக் காட்டுகிறது. இதில், அணைவாக்கும் கரணி Pt^{4+} அயனி; கூடும் பொருள்கள் Cl^- அயனிகள். ஒருங்கிணைதலின் புறப் பகுதி K^+ அயனிகளைப் பெற்றுள்ளது.

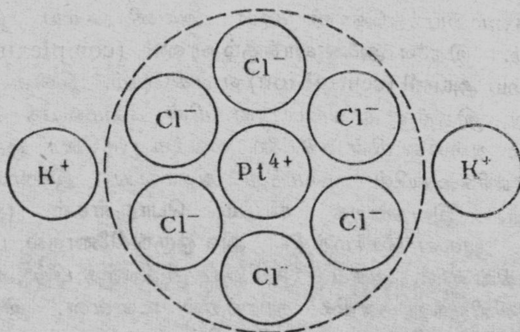
அணைவுச் சேர்மங்களின் வாய்பாடுகளில், அக மற்றும் புறப் பகுதிகளை வேறுபடுத்திக் காட்ட, கூடும் பொருள்களை அணைவாக்கும் கரணியுடன் சேர்த்து [ ] போன்ற அடைப்புக் குறிக்குள் எழுதப்படுகிறது.

ஒரு அணைவுச் சேர்மம் நீரில் கரையும்போது, புறப் பகுதி அயனிகள் பிரிவடைகின்றன. இக்காரணத்தால், மை அயனியுடன் உள்ள இவற்றின் பிணைப்பு **அயனி வழியானது** (ionogenous) எனப்படுகிறது; மாறாக, அகப் பகுதியில் ஒருங்கிணைந்துள்ள அயனிகள் அல்லது மின் நடுநிலை மூலக்கூறுகள், மைய அயனியுடன் நன்கு இணைந்தவாறு ஒரு நிலையான, பிரிவு அடையாத அணைவு அயனியை உண்டாக்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, $K_2[PtCl_6]$ கீழ்க்கண்டச் சமன்பாட்டின்படி அயனியாகிறது.



$$K_2[PtCl_6] = 2K^+ + [PtCl_6]^{2-}$$

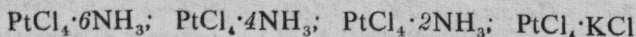
பெரும்பாலும் நீர்க் கரைசல்களில் பொருள்களுக்கிடையே வினைகள் நிகழும்போது அணைவுச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. ஆனால், சில சமயங்களில் வேறு சில சூழ்நிலைகளிலும் அணைவுச் சேர்மங்கள் உண்டாகலாம். எடுத்துக்காட்டாக, நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடு நேரடியாக அம்மோனியாவுடன் கூடி $[Ca(NH_3)_8]Cl_2$ அணைவு உப்பை உண்டாக்குகிறது.



படம் 137.


$K_2[PtCl_6]$

அணைவுச் சேர்மத்தின் பண்புகளை ஆய்ந்தறிந்து சேர்மத்தினுள்ள அயனிகளில் எவை எவை அகப்பகுதியில் உள்ளன என்றும் எவை எவை புறப் பகுதியில் உள்ளன என்றும் அறிய முடிகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒருங்கிணைதல் கொள்கையின் விளக்கப்படி, பிளாட்டினத்தினுடைய பின்கண்ட அணைவுச் சேர்மங்களின் அமைப்பைக் கவனிப்போம்:


$$PtCl_4 \cdot 6NH_3; \quad PtCl_4 \cdot 4NH_3; \quad PtCl_4 \cdot 2NH_3; \quad PtCl_4 \cdot KCl$$

இவற்றுள் முதலாவதாக உள்ள $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ ஒரு மின்பகு பொருள்; கரைசலில் அயனியாகிறது. சில்வர் நைட்ரேட்டுடன் வினைபுரியச் செய்தால், இதிலுள்ள எல்லா குளோரினும் சில்வர் குளோரைடாக வீழ்படிவு அடைகிறது. எனவே, எல்லா குளோரைடு அயனிகளும் புறப்பகுதியில் இருக்கவேண்டும் என்பது தெளிவு; ஏனெனில் இவை கரைசலில் எளிதில் பிரிகின்றன; ஆகவே அகப் பகுதி அம்மோனியா மூலக்கூறுகளை மட்டும்தான் பெற்றிருக்கவேண்டும். எனவே இச்சேர்மத்திற்கு வழங்கப்பட்ட அமைப்பு $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$ ஆகும்.

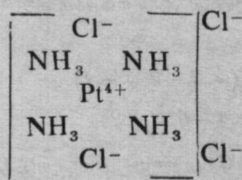
இரண்டாவது சேர்மம் $PtCl_4 \cdot 4NH_3$-ம் ஒரு மின்பகு பொருளே; ஆனல் மின் கடத்து திறன் முன்னதைவிடக் குறைவாக உள்ளது; எனவே இது குறைந்த அயனிகளையே உண்டாக்குகிறது. சில்வர் நைட்ரேட் இதிலிருந்து பாதியளவு குளோரினை மட்டும்தான் (நான்கில் இரண்டு அயனிகளை மட்டும்) வீழ்படிவு அடையச் செய்கிறது. எனவே இச் சேர்மத்தின் அமைப்பை $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$ என்று தெரிவிக்கவேண்டும். புறப்பகுதியில்

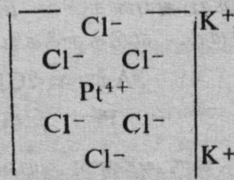
இரண்டே குளோரின் அணுக்கள் இருப்பதால் இவை மட்டும் தான் கரைசலில் பிரிந்து சில்வர் நைட்ரேட்டினால் வீழ்படிவு அடைய முடியும். மற்ற இரண்டு குளோரைடு அயனிகளும் கரைசலில் நான்கு அம்மோனியா மூலக்கூறுகளுடன் சேர்ந்த நிலையில் அகப்பகுதியில் பிளாட்டினம் அயனியுடன் இணைந்து காணப்படுகின்றன.

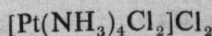
மூன்றாவது சேர்மம் $PtCl_4 \cdot 2NH_3$ ஒரு மின் பகாப் பொருள்; இதன் கரைசல் மின்சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை; சில்வர் நைட்ரேட்டுடன் வீழ்படிவை உண்டாக்குவதில்லை. எனவே எல்லா நான்கு குளோரைடு அயனிகளும் இரண்டு அம்மோனியா மூலக் கூறுகளுடன் அகப்பகுதியில் இருக்கவேண்டும். இச்சேர்மத்தின் அமைப்பை $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ என்ற வாய்பாடு மூலம் தெரிவிக்க லாம். புறப்பகுதியில் ஒரு அயனிகூட இல்லாததால், கரைக்கும் போது இச்சேர்மத்திலிருந்து அயனிகள் எதுவும் பிரிவதில்லை.

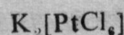
முடிவாக, இறுதிச் சேர்மம், $PtCl_4 \cdot 2KCl$ மின்பகு பொருளாக இருந்தபோதிலும், இதன் கரைசலை சில்வர் நைட்ரேட்டுடன் வினைபுரியச் செய்யும்போது சில்வர் குளோரைடு வீழ்படிவு உண்டாவதில்லை. பரிமாற்றவினைகள் மூலம்கரைசல் பொட்டாசியம் அயனிகளைப் பெற்றுள்ளது என நிரூபிக்க முடிகிறது. எனவே, இச்சேர்மத்தின் அமைப்பை $K_2[PtCl_6]$ என்ற வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கவேண்டும். இதில் ஆறு குளோரைடு அயனிகளும் அகப்பகுதியில் உள்ளன: புறப் பகுதி இரண்டு பொட்டாசியம் அயனிகளை மட்டும்தான் பெற்றுள்ளது.

அணைவுச் சேர்மங்களின் அமைப்புப் பற்றிய தெளிவான கருத்தைத் தெரிவிக்க, இவை பெரிதும் விரிவான அமைப்பு வாய்பாடுகள் மூலம் காட்டப்படுகின்றன்.






$[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$

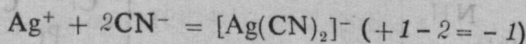

$K_2[PtCl_6]$

அணைவுச் சேர்மத்தின் மைய அயனியுடன் இணைந்துள்ள நடுநிலை மூலக்கூறுகள் மற்றும் அயனிகளின் மொத்த எண்ணிக்கையை அணைவாக்கும் கரணியின் **ஒருங்கிணைதல் எண்**

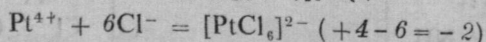
(coordination number) என்கிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, மேற் கண்ட பிளாட்டினம் சேர்மங்களில் அணைவாக்கும் கரணி Pt^{4+} அயனியின் ஒருங்கிணைதல் எண் ஆறு ஆகும். ஒருங்கிணைதல் எண்கள் அணுக்களின் (அயனிகளின்) இணைதிறன் எண்களைப் போலவே அணைவுச் சேர்மங்களின் வேதியியலில் முக்கியத்துவம் பெற்றுள்ளன; இவையும் இணைதிறனைப் போலவே அணுக்களின் அடிப்படை பண்பாக உள்ளன. ஒருங்கிணைதல் எண் அணைவாக்கும் கரணியின் பருமன், மின்சுமை மற்றும் எலெக்ட்ரான் ஷெல்லின் அமைப்பு ஆகியவற்றைச் சார்ந்துள்ளது. மிகவும் பொதுவாகக் காணப்படும் ஒருங்கிணைதல் எண் ஆறு ஆகும்; எடுத்துக்காட்டாக இது அயர்ன், குரோமியம், சிங்க், நிக்கல், கோபால்ட், நான்கிணை திறன் பிளாட்டினம் ஆகியவற்றில் காணப்படுகிறது. ஈரிணைதிறன் காப்பர், மூவிணைதிறன் கோல்டு, ஈரிணைதிறன் மெர்க்குரி, மற்றும் காட்மியத்தின் சிறப்பு ஒருங்கிணைதல் எண் நான்காகும். வேறு ஒருங்கிணைதல் எண்களும் (எடுத்துக்காட்டாக, சில்வர் மற்றும் ஓரிணைதிறன் காப்பரில் 2) சில சமயங்களில் மட்டும் காணப்படுகின்றன.

ஒரு தனிமத்தின் சேர்மங்களில் இணைதிறன் எப்போதுமே முழுவதுமாக வெளிப்படுத்தப்படாமல் இருப்பதுபோல, அணை வாக்கும் கரணியின் ஒருங்கிணைதல் எண்ணும் சில சமயங்களில் எப்போதும் இருப்பதைவிட குறைந்த எண்ணை இருக்கலாம், எந்தச் சேர்மங்களில் எடுத்துக்கொண்ட அயனியின் உயர் ஒருங் கிணைதல் எட்டப்படாமல் உள்ளதோ அந்தச் சேர்மங்களை **நிறைவுறு ஒருங்கிணைவுச் சேர்மங்கள்** (coordinationally unsaturated) என்கிறோம். மாதிரி அணைவுச் சேர்மங்களில் இதுபோன்ற சேர்மங்கள் பொதுவாக அரிதே.

அணைவு அயனியின் மீதுள்ள மின்சுமை அதனை உருவாக்கும் எளிய அயனிகளின் மின்சுமைகளின் கூட்டுத் தொகைக்குச் சம மாகும். எடுத்துக்காட்டு:



$$Ag^+ + 2CN^- = [Ag(CN)_2]^- \ (+1-2=-1)$$



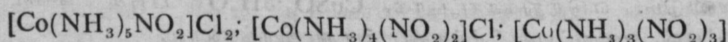
$$Pt^{4+} + 6Cl^- = [PtCl_6]^{2-} \ (+4-6=-2)$$

ஒரு அணைவு அயனிலுள்ள NH_3, NO போன்ற மின் நடுநிலை மூலக்கூறுகள் அதன் மின் சுமையைப் பாதிப்பதில்லை. எனவே, ஒரு அணைவு அயனியின் மின்சுமையை நிர்ணயிக்கும்போது இம் மூலக்கூறுகளைக் கணக்கில் எடுத்துக் கொள்ளத் தேவையில்லை. அக ஒருங்கிணைதல் பகுதி முழுவதும் மின் நடுநிலை மூலக்கூறுகளை மட்டும் கொண்டிருப்பின், அணைவு அயனியின் மீதுள்ள மின்சுமை

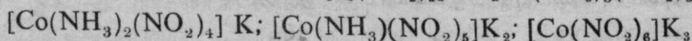
அணைவாக்கும் கரணியின் மீதுள்ள மின்சுமைக்குச் சமமாகும்; எடுத்துக்காட்டாக, இரண்டு மின்நடுநிலை மூலக்கூறுகளைப் பெற்றுள்ள $[Cu(NH_3)_2]^{2+}$ அணைவு அயனியின் மின்சுமை Cu^{2+}. அயனிக்கு உரியலுடன் சமமாக உள்ளது.

அணைவு அயனியின் மீது உள்ள மின்சுமையை புற ஒருங்கிணைதல் பகுதியிலுள்ள அயனிகளின் மின் சுமைகளிலிருந்தும் கண்டறியலாம். எடுத்துக்காட்டாக, $K_4[Fe(CN)_6]$ என்ற சேர்மத்தில் $[Fe(CN)_6]^{4-}$ என்ற அணைவு அயனியின் மின்சுமை-4 ஆகும்; ஏனெனில் புறப்பகுதியிலுள்ள பொட்டாசியம் அயனிகள் நான்கு தனி நேர்மின் சுமைகளைக் கொண்டுள்ளன. மூலக்கூறு முழுமையாக மின் நடுநிலைத் தன்மையுடன் காணப்படுகிறது. எனவே, அணைவிலுள்ள பிற அயனிகளின் மின்சுமைகள் தெரியுமாயின் அணைவாக்கும் அயனி மீதுள்ள மின்சுமையை நிர்ணயிப்பதும் எளிதாக இருக்கும்.

ஒரு அணைவுச் சேர்மத்தின் அக ஒருங்கிணைதல் பகுதியிலுள்ள நடுநிலை மூலக்கூறுகளை பிறமூலக்கூறுகள் அல்லது எதிர்மின்அயனிகளைக் கொண்டு படிப்படியாக இடப்பெயர்ச்சி அடையும்படிச் செய்யலாம். எடுத்துக்காட்டாக, அணைவு கோபால்ட் உப்பில் $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, அம்மோனியா மூலக்கூறுகளை NO_2^- அயனிகளைக் கொண்டு இடப்பெயர்ச்சி செய்து பின்வரும் சேர்மங்களைப் பெறலாம்:



$$[Co(NH_3)_5NO_2]Cl_2;\ [Co(NH_3)_4(NO_2)_2]Cl;\ [Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$$



$$[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]K;\ [Co(NH_3)(NO_2)_5]K_2;\ [Co(NO_2)_6]K_3$$

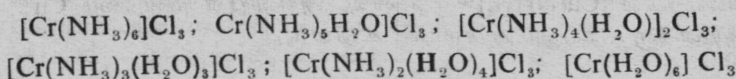
இந்த இடப்பெயர்ச்சியை அடுத்து அணைவு அயனியின் மின்சுமையில் ஒரு படிப்படியான மாற்றம் நிகழ்கிறது என்பது தெளிவு; இது $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ அயனிமீது + 3-லிருந்து $[Co(NO_2)_6]^{3-}$ அயனி மீது – 3 ஆக குறைகிறது.

மேலே விவரிக்கப்பட்ட பிளாட்டினம் சேர்மங்களையும், அதாவது $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ மற்றும் $K_2[PtCl_6]$ சேர்மங்களையும் $Pt(NH_3)_6]Cl_4$-சேர்மத்திலுள்ள அம்மோனியா மூலக்கூறுகளை இரண்டு, நான்கு மற்றும் ஆறு குளோரைடு அயனிகளால் பதிலீடு செய்ததால் கிடைத்த விளைபொருள்கள் எனலாம்.

206. படிக ஹைட்ரேட்டுகளும் இரட்டை உப்புகளும் அணைவுச் சேர்மங்களாக

ஒரு அணைவிலுள்ள அம்மோனியா மூலக்கூறுகளை நீர்மூலக்கூறுகளால் இடப்பெயர்ச்சி செய்ய முடிவதே இங்குக் குறிப்

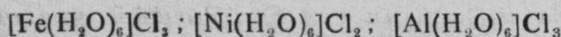
பிடத்தகுந்த சிறப்புடையதாக உள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, குரோமியத்திற்குக் கீழ்க்கண்ட அணைவுகள் அறியப்பட்டுள்ளன.



$$[Cr(NH_3)_6]Cl_3;\ Cr(NH_3)_5H_2O]Cl_3;\ [Cr(NH_3)_4(H_2O)]_2Cl_3;$$
$$[Cr(NH_3)_3(H_2O)_3]Cl_3;\ [Cr(NH_3)_2(H_2O)_4]Cl_3;\ [Cr(H_2O)_6]Cl_3$$

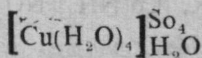
இவ்வரிசைச் சேர்மத்தின் கடைசிச் சேர்மம் குரோமியம் குளோரைடின் சாதாரணப்படிக ஹைட்ரேட் $CrCl_3\ 6H_2O$ ஆகும், எனவே, குரோமியம் குளோரைடின் படிக ஹைட்ரேட் உண்மையில் ஒரு அணைவுச் சேர்மமே; இது கரைசலில் $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ அயனிகளைப் பிரியச் செய்கின்றது.

ஆறு நீர் மூலக்கூறுகளைக் கொண்ட படிக ஹைட்ரேட்டுகள் அதிகமாகக் காணப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு: $FeCl_3$, $NiCl_2$, $AlCl_3$ ஆகியவற்றின் படிக ஹைட்ரேட்டுகள். ஒருங்கிணைதல் கொள்கையின்படி, இவை எல்லாவற்றின் அமைப்புகளும் **குரோமியம்** குளோரைடின் அமைப்புடன் ஒத்துள்ளன.



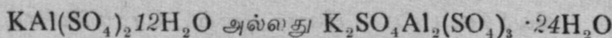
$$[Fe(H_2O)_6]Cl_3;\ [Ni(H_2O)_6]Cl_2;\ [Al(H_2O)_6]Cl_3$$

இதுபோன்றே, பிற படிக ஹைட்ரேட்டுகள் அவற்றின் படிக நீரில் ஒரு பகுதியை அணைவின் புறப்பகுதியில் பெற்றிருந்த போதிலும் அவற்றையும் அணைவு உப்புகள் என்றே கருத வேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ படிக ஹைட்ரேட்டின் அமைப்புக் கீழ்க்கண்டவாறு இருக்கலாம்:



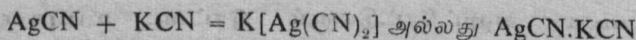
$$\left[Cu(H_2O)_4\right]^{SO_4}_{H_2O}$$

அணைவு உப்புகளுடன் இயற்கையில் மிகவும் ஒத்திருப்பவை **இரட்டை உப்புகளாகும்.** எடுத்துக்காட்டு, சாதாரணப் படிகாரமாகும்.



$$KAl(SO_4)_2 12H_2O \text{ அல்லது } K_2SO_4Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$$

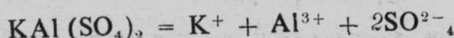
இரட்டை உப்புகளைப் போலவே, அணைவு உப்புகளும் பெரும்பாலும் இரண்டு எளிய உப்புகளிலிருந்து உண்டாகின்றன. இவற்றையும் இரட்டை உப்புகளைத் தெரிவிப்பது போன்ற வாய்ப்பாடுகளைக் கொண்டு தெரிவிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டு:



$$AgCN + KCN = K[Ag(CN)_2] \text{ அல்லது } AgCN.KCN$$

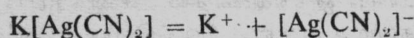
இரட்டை உப்புகளுக்கும் அணைவு உப்புகளுக்கும் இடையே உள்ள முக்கிய வேறுபாடு அயனியாகும்போது வெளிப்படுகிறது;

முன்னவை, அவற்றின் எளிய உப்புகளினுடைய கரைசல்களில் காணப்படும் எல்லா அயனிகளையும் தருகின்றன :



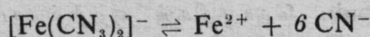
$$KAl(SO_4)_2 = K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$$

ஆனல் பின்னவை அணைவு அயனிகளாக அயனிக்கின்றன.



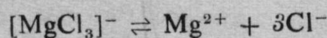
$$K[Ag(CN)_2] = K^+ + [Ag(CN)_2]^-$$

இருப்பினும், இவ்விரு வகைகளையும் சரியாக வேறுபடுத்திக் காண இயலாது. முன்பே கண்டதுபோல, சில்வர் உப்புகளை எடுத்துக்கொண்டால், அணைவு அயனிகளே அயனியாகின்றன. அயனியாகும் வீதத்தைப் பொருத்து, அணைவு அயனிகளை மிகவும் நிலையானவை மற்றும் மிகவும் குறைந்த நிலைத்தன்மை கொண்டவை எனப் பிரிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, அணைவு உப்பு $K_4[Fe(CN)_6]$-ன் கரைசலில் Fe^{2+} அல்லது CN^- அயனிகளுள் எதனையும் சோதனை செய்து கண்டறிய முடிவதில்லை; எனவே, $[Fe(CN)_6]^{4-}$ அயனி, நடைமுறையில் அயனியாகவே இல்லை என்று எடுத்துக் கொள்ளும் அளவிற்கு கீழ்க்கண்டச் சமன்பாட்டின்படி மிகமிகக் குறைந்த அளவே அயனியாகிறது.



$$[Fe(CN_3)_2]^- \rightleftharpoons Fe^{2+} + 6\,CN^-$$

ஆனல், $[Ag(NH_6)_2]Cl$-ன் கரைசலில் சில்வர் அயனிகள் இருப்பதை சில கரணிகளை (பிரிவு 203-ஐ காண்க) கொண்டு கண்டறிய முடிகிறது; இது $[Ag(NH_3)_2]^+$ அயனி $[Fe(CN)_6]^{4-}$ அயனியைவிட சிறிது அதிகமாக அயனியாகிறது என்பதைக் காட்டுகிறது. முடிவாக, $K[MgCl_3]$-ன் உப்புக்கரைசல் மக்னீசியம் மற்றும் குளோரைடு அயனிகளுக்கான எல்லா சோதனைகளையும் காட்டுகிறது; காரங்கள் $Mg(OH)_2$-ஐ வீழ்படிவு அடையச் செய்கின்றன; சில்வர் நைட்ரேட் AgCl வீழ்படிவை உண்டாக்குகிறது. எனவே, அயனியாதல் சமநிலை,



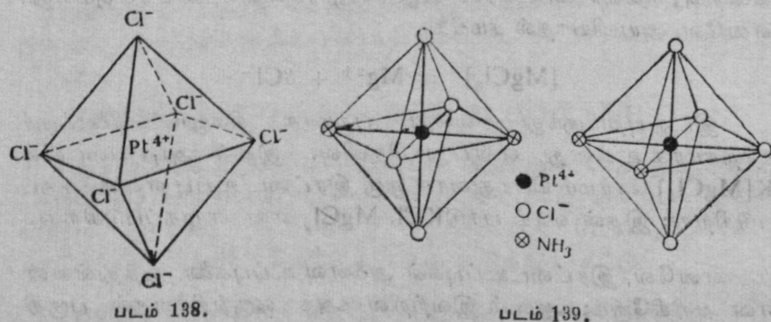
$$[MgCl_3]^- \rightleftharpoons Mg^{2+} + 3Cl^-$$

இடதுபுறமிருந்து வலது புறமாக நிகழும் வினைக்குச் சாதகமாக உள்ளது என்பது தெளிவு. இதன் அடிப்படையில் $K[MgCl_3]$ சேர்மம் பொதுவாக ஒரு இரட்டை உப்பு எனக்கருதப்படுகிறது; இதன் வாய் பாடு $KCl.\ MgCl_2$ என எழுதப்படுகிறது.

எனவே, இரட்டைஉப்புகள் அணைவு உப்புகளை ஒத்துள்ளன என அறிகிறோம்; ஆனல் இவற்றின் அக ஒருங்கிணைதல் பகுதி மிகவும் நிலையற்றது. எந்த ஒரு இரட்டை உப்பின் கரைசலிலும் அதிக அளவு அல்லது குறைந்த அளவு அணைவு அயனிகள் எப்போதும் காணப்படுகின்றன.

207. ஒரு அணைவுச் சேர்மத்தில் ஒருங்கிணைந்த தொகுதிகளின் புறவெளி அமைப்பு விதம்

ஒவ்வொரு அணைவாக்கும் கரணியும் ஒரு குறிப்பிட்ட ஒருங்கிணைதல் எண்ணைப் பெற்றுள்ளன என முன்பே கூறப்பட்டது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒருங்கிணைதல் எண் Pt^{4+}-க்கு *6* ஆகவும் Cu^{2+}-க்கு *4* ஆகவும் உள்ளன. வெவ்வெறு அயனிகள் வெவ்வேறு ஒருங்கிணைதல் எண்களைப் பெற்றிருப்பது மைய அயனியைச் சுற்றியவாறு ஒருங்கிணைந்த தொகுதிகள் அமைந்து காணப்படும் புறவெளி அமைப்புடன் மிகவும் தொடர்புடையதாக உள்ளது. வெர்னர் அணைவுச் சேர்மங்களின் ஐசோமெரிச இயற்பாட்டை ஆய்ந்தறிந்து, ஒருங்கிணைதல் எண் *6*-க்குச் சமமாக உள்ள போது, ஒருங்கிணைந்த தொகுதிகள் மைய அயனியைச் சுற்றி ஒரே சீர்மையில் அமைந்து ஒரு சீரான எண்முகியை உண்டாக்க வேண்டும் என முடிவு கொண்டார் (படம் *138*). படத்தில் காட்டியிருப்பதுபோல, எல்லா ஒருங்கிணைந்த தொகுதிகளும் ஒத்திருப்பின், அவற்றைப் பலவகையில் மாற்றிச் சேர்த்தல் அணைவுச் சேர்மத்தின் அமைப்பில் எவ்வித மாற்றத்தையும் உண்டாக்காது. ஆனல், தொகுதிகள் ஒத்தில்லாமல் இருப்பின், பல்வேறு ஐசொமெர்கள் கிடைக்கும்படி பல்வேறு அமைப்பு முறைகளுக்கு வழி பிறக்கிறது. உண்மையில், பிளாட்டினத்தின் ஒருங்கிணைதல் எண் *6* ஆக உள்ள $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ சேர்மம் இரண்டு ஐசோமெரிச வடிவுகளில் நிலவுகின்றன என சோதனை மூலம் அறியப்படுகிறது; இவை நிறம் மற்றும் பிற பண்புகளில் மாறுபட்டுள்ளன. இந்த ஐசோமெர்களின் அமைப்பு வெர்னரின் கொள்கைப்படி, படம் *139*-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. ஒன்றில் NH_3 மூலக்கூறுகள் எண் முகியின் எதிர் எதிரான மூலைகளில்



படம் 138.

$[PtCl_6]^{2-}$ அணைவு அயனியின் அமைப்பு.

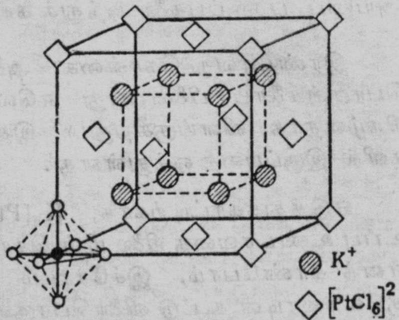
படம் 139.

$[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ அணைவு உப்பின் அமைப்பு:
டிரான்ஸ் - ஐசோமெர் (இடதுபுறம்);
சிஸ் - ஐசோமெர் (வலதுபுறம்).

அமைக்கப்பட்டுள்ளன (டிரான்ஸ் ஐசோமெர்); மற்றொன்றில் இவை அடுத்தடுத்த உச்சிகளில் (சிஸ்-ஐசோமெர்) அமைக்கப் பட்டுள்ளன.

இதுபோன்ற புறவெளி ஐசோமெரிசம், அப் பகுதிகளில் ஆறு தொகுதிகளைப் பெற்றுள்ள பல்வேறு அணைவுகளிலும் கண்டறியப் படுகிறது.

ஆறு ஒருங்கிணைதல் எண்ணைக் கொண்ட அணைவுகளின் எண்முகி அமைப்புப் பற்றிய வெர்னரின் கருத்துக்கள் எல்லாம் இவற்றின் படிகங்களை X— கதிர்கள் கொண்டு ஆய்ந்த போது உறுதி செய்யப்பட்டன. படம் 140 அணைவு உப்பு $K_2[PtCl_6]$-ன் படிக கூடுஅமைப்மைக் காட்டுகிறது. இதில் அணைவு அயனிகள் $[PtCl_6]^{2-}$ ஒரு கனச் சதுரத்தின் மூலைகளிலும் மற்றும் முகப்பு மையங்களிலும் அமைக்கப்பட்டுள்ளன; அணைவு அயனிகளிலுள்ள குளோரைடு அயனிகள் ஒரு சீரான எண்முகியின் மூலைகளில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன. எனவே, $[PtCl_6]^{2-}$ அயனி கரைசலில் மட்டும் தனித்தனியாகத் தங்கி இருப்பதோடு, படிகக்கூடு அமைப்பிலும் ஒரு தனிப்பட்ட அமைப்புப் பகுதியாகவே உள்ளது.



படம் 140.
$K_2[PtCl_6]$-ன் படிகக் கூடு அமைப்பு.

4 ஒருங்கிணைதல் எண்ணைக் கொண்ட அணைவுச் சேர்மங்களில் ஒருங்கிணைந்த தொகுதிகள் மையத்தில் அணைவாக்கும் கரணியைக் கொண்ட ஒரு சதுரத்தின் மூலைகளிலோ அல்லது மையத்தில் அணைவாக்கும் கரணியைக் கொண்ட ஒருநான்முகியின் மூலைகளிலோ அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

208. அணைவாதலுக்குக் காரணமான விசைகளின் தன்மை

அணைவுச் சேர்மங்களின் அமைப்பைப்பற்றி அறிந்து கொண்ட நாம், இனி இவற்றின் அணைவு பகுதிகளிலுள்ள வேதியியப் பிணைப்பிற்குக் காரணமாக உள்ள விசையின் தன்மையைப்பற்றி தெரிந்து கொள்ள முற்படுவோம்.

அணைவுச் சேர்மங்கள் உண்டாகும் முறையை விளக்கும் பொருட்டு, முன்பே விவரிக்கப்பட்ட வேதியியச் சேர்மங்கள்

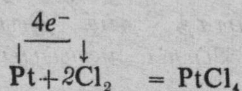
பற்றிய நிலேமின் கொள்கை மற்றும் சகப்பிணைப்புக கொள்கை ஆகிய இரண்டு பொதுக் கொள்கைகளை இங்குக் குறிப்பிடுகிறோம்.

இவற்றுள் முதல் கொள்கையின்படி, மைய அணு அல்லது அயனியாகும் அதனுடன் கூடும் பொருள்களுக்கும் இடையே உள்ள பிணைப்பு நிலேமின் கவர்ச்சியால் ஆனது ஆகும், இது அயனிப் பிணைப்புகளை ஒத்துக் காணப்படுகிறது.

இரண்டாவது கொள்கை, அணைவாக்கும் கரணியுடன் கூடும் பொருள்களைப் பிணைப்பது எலெக்ட்ரான் இணைகள் வழியாக நிகழ்வதாக விளங்குகிறது; இது சாதாரண அணுச் சேர்மங்களில் இருப்பதை ஒத்துள்ளது.

எடுத்துக்காட்டிற்காக, $K_2[PtCl_6]$ என்ற மாதிரி அணைவு உப்பு உண்டாவதை நிலே மின் கொள்கை எவ்வாறு விளக்குகிறது எனக் காண்போம். இச்சேர்மம் $PtCl_4$ மற்றும் பொட்டாசியம் குளோரைடின் கூட்டு விளைபொருளாகும்.

பிளாட்டினம் குளோரினுடன் வினைபுரியும்போது, ஒவ்வொரு பிளாட்டினம் அணுவும் நான்கு எலெக்ட்ரான்களை குளோரின் அணுக்களுக்கு வழங்கி Pt^{4+} அயனியாக மாறுகிறது. Pt^{4+} அயனிகள் உண்டாகும் குளோரைடு அயனிகளுடன் கூடி $PtCl_4$ உப்பை உண்டாக்குகிறது.



$$Pt + 2Cl_2 \xrightarrow{4e^-} PtCl_4$$

ஆனல், Pt^{4+} அயனியுடன் நான்கு குளோரைடு அயனிகள் சேர்ந்து இருப்பது எந்த விதத்திலும் பிற குளோரைடு அயனிகளை பாதிப்பதில் Pt^{4+} அயனியின் திறத்தைத் தடுப்பதில்லை. எனவே, சுற்றுப்புறத்தில் ஏதேனும் குளோரைடு அயனிகள் இருப்பின், Pt^{4+} அயனி அவற்றை உடனடியாக கவர்ந்து ஈர்க்கத் தொடங்குகிறது. இருப்பினும், Pt^{4+} அயனியை நெருங்கியதும் அதே சமயத்தில் ஒவ்வொரு Cl^- அயனியும் முன்பே Pt^{4+} அயனியுடன் கூடியுள்ள நான்கு Cl^- அயனிகளால் வெறுத்துத் தள்ளபபடுகின்றன. Pt^{4+} அயனியின் கவரும் விசை Cl^- அயனிகளின் வெறுக்கும் விசையைவிட அதிகமாக இருப்பின் மேலும் Cl^- அயனிகள் சேர்க்கப்படும். இவை சேகரமாகும் போது வெறுக்கும் விசை அதிகரித்து; முடிவில் கவர்ச்சி விசையைவிட அதிகமாகும்போது. புதிய அயனிகள் கூடுவது நின்றுவிடும். இங்கு எடுத்துக்கொண்ட எடுத்துக்காட்டில், இந்நிலே Pt^{4+} அயனி ஆறு குளோரைடு

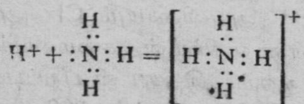
அயனிகளை எடுத்துக் கொண்டதும் எய்தப்படுகிறது (4 தொடக்கத்தில் சேர்ந்தது. இரண்டு புதியதாக சேர்ந்தது). இதனால் விளைவது ஒரு Pt^{4+} அயனியையும் Cl^- அயனிகளையும் மற்றும் இரண்டு அதிகமான எதிர்மின் சுமையைக் கொண்ட அணைவு அயனி $[PtCl_6]^{2-}$ ஆகும். இத்துடன் புறப்பகுதியை உண்டாக்கும் இரண்டு K^+ அயனிகளைச் சேர்க்கக் கிடைப்பது அணைவு உப்பு $K_2[PtCl_6]$ ஆகும்.

அணைவாக்கும் கரணியுடன் நடுநிலை மூலக்கூறுகள் கூடுவதை விளக்குவது மிகவும் எளிது. அணைவு அயனிகள் உண்டாவதில் பங்கு பெறும் மூலக்கூறுகள் பொதுவாக ஓங்கிய இரு முனைகளைப் (H_2O, NH_3 போன்றவை) பெற்றிருக்க வேண்டும் என்பது மட்டும் தான் குறிப்பிடுவதற்கு உரியதாகும். அணைவாக்கும் கரணியின் மின் புலத்தினால் கவரப்பட்டு இந்த இரு முனைகள் ஒரு குறிப்பிட்ட முறையில் வழிப்பட்டு, எதிரான மின் சுமைகளுடன் அணைவாக்கும் கரணியை நெருங்கி அணைவு அயனியை உண்டாக்குகின்றன. முன்பு மூலக்கூறுகளுக்கு இடையே உள்ள வெறுக்கும் விசை அயனிகளுக்கு இடையே இருப்பதைவிட மிகக் குறைவாக இருப்பதால், இதுபோன்ற அணைவு அயனிகள் பொதுவாக மிகவும் நிலையுடன் காணப்படுகின்றன.

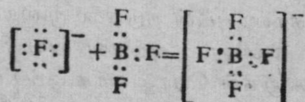
எனவே, நிலைமின் கொள்கையின்படி, அணைவு அயனிகள் மற்றும் அணைவுச் சேர்மங்கள் உண்டாவதற்குக் காரணம் எளிய இரு தனிமச் சேர்மங்கள் உண்டாவதற்கான அதே நிலை மின் விசைகள் தாம் என அறியப்படுகிறது. இரண்டிற்கும் உள்ள வேற்றுமை வினை வழி முறைகளில்தான் காணப்படுகிறது. எளிய இரு தனிமச் சேர்மங்களில், ஒருவகை அணுவிலிருந்து வேறொரு வகை அணுவிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் மாற்றம் பெற்று, பின் உண்டான அயனிகள் கவர்ச்சி விசையினால் இணைக்கப்படுவதால் இணை திறன் பிணைப்புத் தோன்றுகிறது. அணைவுச் சேர்மங்களில், மாறாக, ஏற்கெனவே தயாராக உள்ள அயனிகள் (அல்லது முனைவு மூலக்கூறுகள்) பங்கு பெறுகின்றன. இங்கு எலெக்ட்ரான்கள் மாற்றம் எதுவும் கிடையாது; அயனிகள் அல்லது அயனிகள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் நிலைமின் விசையினால் ஒருங்கிணைகின்றன. இரண்டு வகைகளிலும் இணை திறன் பிணைப்புகளின் தன்மை ஒன்றே தான் என்பது தெளிவு.

வேதியியச் சேர்மங்கள் உண்டாவதுபற்றிய மற்றொரு கொள்கையான சகப்பிணைப்புகள் கொள்கை, அணைவு அம்மோனியம் அயனி, ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனி மற்றும் ஒரு

அம்மோனியா மூலக்கூறிலிருந்து உண்டாவதை விளக்கப் பயன் படுத்தப்பட்டுள்ளது (பிரிவு 128):



இரண்டாவது எடுத்துக்காட்டு, F^- அயனிகள் மற்றும் BF_3 மூலக்கூறுகளிலிருந்து $[BF_4]^-$ அணைவு அயனி உண்டாவதாகும்

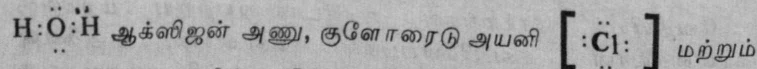


போரன் டிரைஃபுளூரைடு மூலக்கூறில் போரன் அணு ஃபுளூரின் அணுக்களுடன் 6 எலெக்ட்ரான்கள் மூலம் இணைக்கப் பட்டுள்ளது; இவ்வெண்ணிக்கை, $[BF_4]^-$ அயனி உண்டாகும் போது ஃபுளூரைடு அயனி ஒரு எலெக்ட்ரான் இணையை வழங்கு வதன் காரணமாக எட்டாக உயர்கிறது.

$[NH_4]^+$ மற்றும் $[BF_4]^-$ அயனிகளில் உள்ள சகப்பிணைப்புகள் சாதாரண சகப்பிணைப்புகளிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளன; பிணைப் பிற்கான எலெக்ட்ரான் இணைகள் கிடைக்கும் விதத்தில் வேறு பட்டுள்ளன. சாதாரண சகப்பிணைப்புகளில், பங்கு பெறும் ஒவ்வொரு அணுவும் ஒரு எலெக்ட்ரானை வழங்கி எலெக்ட்ரான் இணையை உண்டாக்குகின்றன. ஆனால், அணைவுச் சேர்மங்களில் பிணைப்பானது, பிணைப்பிற்கு முன்பு ஏதேனும் ஒரு அணுவிடம் இருந்த எலெக்ட்ரான் இணையால் ஆனதாகும். இதுபோன்ற பிணைப்புகளை **ஈதல் பிணைப்புகள்** அல்லது **வழங்கி-வாங்கி பிணைப்புகள்** என்கிறோம்.

பிணைப்பிற்காக எலெக்ட்ரான் இணையை வழங்கும் அணு அல்லது அயனியை **வழங்கி** (donor) என்று எலெக்ட்ரான் இணையை ஏற்கும் அணு அல்லது அயனியை **வாங்கி** (acceptor) என்றும் கூறுகிறோம். மேற்கண்ட எடுத்துக்காட்டுகளில் முதலா வதில் அம்மோனியா மூலக்கூறிலுள்ள நைட்ரஜன் வழங்கியாகும்; இரண்டாவதில் ஃபுளூரைடு அயனி வழங்கியாகும். இது போன்ற

ஹைட்ராக்சில் அயனி $\left[:\ddot{O}:H\right]^-$, அல்லது நீர் மூலக்கூறிலுள்ள



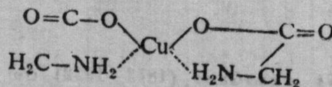
H:Ö:H ஆக்ஸிஜன் அணு, குளோரைடு அயனி $\left[:\ddot{C}l:\right]$ மற்றும் பொதுவாக, 'தனித்த இணை எலெக்ட்ரான்களைக்' கொண்டுள்ள எந்த ஒரு அணுவும் அல்லது அயனியும் செயல்படும்.

$[NH_4]^+$ மற்றும் $[BF_4]^-$ அயனிகளில் வாங்கிகளாக இருப்பவை முறையே H^+ அயனியும் BF_3 மூலக்கூறின் போரன் அணுவும் ஆகும்; இவை நிறைவுறு எலெக்ட்ரான் ஷெல்களைப் பெற்றுள்ளன. பொதுவாக, வாங்கிகள் எப்போதும் நிறைவுறு எலெக்ட்ரான் ஷெல்களைக் கொண்ட அணுக்களாகவோ அல்லது அயனிகளாகவோ உள்ளன.

முடிவாக, சாதாரண ஆக்ஸி அமிலங்களின் எதிர்மின் அயனிகளையும் அணைவு அயனிகள் எனக் கருதலாம் என்பதனைக் குறிப்பிடவேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, சல்ஃபூரிக் மற்றும் பெர்குளோரிக் அமிலங்களினுடைய எதிர்மின் அயனிகளின் $[SO_4]^{2-}$, $[ClO_4]^-$ அமைப்பைப் பின்கண்டவாறு தெரிவிக்கலாம்;



அணைவுச் சேர்மங்கள் மிகவும் அதிகமாகவும் பல வகைப்பட்டும் காணப்படுகின்றன. இவை அறிமுறை மற்றும் நடைமுறை ஆகிய இரண்டு முறைகளிலும் முக்கியத்துவம் உடையன. இதற்குக் காரணம், அணைவுச் சேர்மங்கள் உலோகங்களின் மீது மின் முலாம் பூசுதல், வேதியியத் தூய்மை கொண்ட பிளாட்டினத் தொகுதி உலோகங்களை உற்பத்தி செய்தல், லாந்தனைடுகள் மற்றும் ஆக்டினைடுகளைப் பிரித்து எடுத்தல் மற்றும் வேதியியத் தொழில் நுணுக்கத்தின் பல்வேறு கிளைகளிலும் பயன்படுவதேயாகும். அணைவுச் சேர்மங்கள் பகுப்பாய்வு வேதியியலுக்கு மிகவும் முக்கியம் உடையவைகளாக உள்ளன; பல பண்பறிவினைகள் நிறமுடைய **கொடுக்கிணைப்புச் சேர்மங்கள் (Chelate Compounds)** உண்டாவதன் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளன. இவை அணைவு வளையச் சேர்மங்களாகும். இவற்றில் பதிலிடும், தொகுதிகள் முக்கிய மற்றும் இரண்டாவதான இணைதிறன் பிணைப்புகள் மூலம் மைய உலோக அணுவுடன் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. இதுபோன்ற சேர்மங்களுக்கு, க்ளைசீன் எனும் அமினோ அமிலத்தின், $NH_2—CH_2—COOH$ காப்பர் உப்பு ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும் :



பகுப்பாய்வு வேதியியலில் மிகவும் முக்கியத்துவம் உடையவைகளாக இருப்பவைகளுள் ஹெட்ரோபாலி - அமிலங்களும் அடங்கும்.

அணைவுச் சேர்மங்கள் பற்றிய ஒரு ஒழுங்கான ஆய்வு முறை தேவை என்பதை தொடர்ச்சியாக வற்புறுத்தி வந்தவர் D. மெண்டலீவ் ஆவர். இது சம்பந்தமான பல முக்கிய ஆய்வுகள் சென்ற நூற்றுண்டின் முடிவின் முற்பகுதியில் கர்ணுகாவ் என்பவரால் நடத்தப்பட்டன; ஆனுல் அணைவுச் சேர்மங்கள் பற்றிய மிகச் சிறப்பான ஆய்வுகளை மேற்கெண்டவர் L. சக்காயேவ் ஆவர்.[1]

[1]லீவ் அலெக்சான்ரோவிச் சக்காயேவ் (1873—1922) பல ஆண்டுகளுக்கு காப்பர், நிக்கல், கோபால்ட், அயர்ன், சில்வர் மற்றும் பிளாட்டினம் தொகுதி உலோகங்களின் அணைவுச் சேர்மங்கள் பற்றிய ஆய்வு நடத்தினர்.

சக்காயேவ், ஒருங்கிணைதல் கொள்கையை நிருபிப்பதற்குச் சாதகமான அறிமுறை முக்கியத்துவம் வாய்ந்த பல புதிய அணைவுச் சேர்மங்களைக் கண்டு பிடித்தார்; அதே சமயத்தில் இவை நடைமுறை முக்கியத்துவம் உடையவை களாகவும் இருந்தன.

21. தனிம வரிசை அட்டவணையின் இரண்டாம் தொகுதி

தனிம வரிசை அட்டவணையின் இரண்டாம் தொகுதியில், அணுக்களின் வெளி ஷெல்லில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டதும் மற்றும் இவ்விரு எலெக்ட்ரான்களையும் வழங்கக் கூடிய நிலையில் உள்ளதுமான தனிமங்கள் அடங்கியுள்ளன. **பெரிலியம்** மற்றும் **மக்னீசியம்** இரண்டாம் தொகுதியின் மாதிரித் தனிமங்களாகும். இவற்றை அடுத்து நீண்ட வரிசைகளின் இரட்டை வரிசையில் அமைந்த தனிமங்களான **கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம், பேரியம்** மற்றும் **ரேடியம்** ஆகியவை உள்ளன. இவை, ஈற்றயல் ஷெல்களில் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன.

மேற்குறிப்பிட்ட ஆறு தனிமங்களும் இரண்டாம் தொகுதியின் முக்கியத் துணைத் தொகுதியை உருவாக்குகின்றன. இரண்

தொகுதி II-ன் முக்கியத் துணைத் தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு						
பெரிலியம் ...	Be	9·0122	4	2	2					
மக்னீசியம் ...	Mg	24·312	12	2	8	2				
கால்சியம் ...	Ca	40·08	20	2	8	8	2			
ஸ்ட்ரான்சியம்...	Sr	87·62	38	2	8	18	8	2		
பேரியம் ...	Ba	137·34	56	2	8	18	18	8	2	
ரேடியம் ...	Ra	[226]	88	2	8	18	32	18	8	2

டாவதான துணைத் தொகுதியில் **சிங்க், காட்மியம்** மற்றும் **மெர்க்குரி** ஆகிய உலோகங்கள் அடங்கும். இவை நீண்ட வரிசைகளின் ஒற்றை வரிசையில் அமைந்துள்ளன. இவற்றின் அணுக்களின் ஈற்றயல் ஷெல்களில் 18 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன.

209. தொகுதி II-ன் முக்கியத் துணைத்தொகுதியின் பொதுப் பண்புகள்

இரண்டாம் தொகுதியின் முக்கியத் துணைத் தொகுதியிலுள்ள எல்லா தனிமங்களும், பெரிலியத்தைத் தவிர, சிறப்பான உலோகப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. தனி நிலையில் இவை சில்வர் போன்ற வெண்மை நிறப் பொருள்களாக, கார உலோகங்களை விட கடினமுடையவைகளாக மற்றும் உயர் கொதி மற்றும் உருகுநிலைகளைக் கொண்டவைகளாக உள்ளன. அடர்த்தியில் இவை எல்லாம், ரேடியத்தைத்தவிர, இலேசான உலோகங்களாக உள்ளன. முக்கிய இயற்பியல் மாறிலிகள் அட்டவணை 30-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

இத்தொகுதியின் முதல் இரண்டு தனிமங்கள் இத்தொகுதியில் ஒரு சிறப்பான உரிய இடத்தைப் பெற்று, மற்ற நான்கு தனிமங்களினின்றும் வேறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன. பெரிலியம் இணைதிறனில் மட்டும் நில்லாது பண்புகளிலும் அலுமினியத்தை நெருங்குகிறது; மக்னீசியம் ஒற்றைத் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களை, முக்கியமாக சிங்கை ஒத்திருக்கிறது.

அட்டவணை 30

தொகுதி II-ன் முக்கியத் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களின் முக்கிய இயற்பியல் மாறிலிகள்

மாறிலிகள்	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
அடர்த்தி, கி.செ.மீ^{3}	1.85	1·74	1·55	2·6	3·5	5·0
உருகுநிலை,°C	1,280	651	850	777	717	960
கொதிநிலை,°C	2,471	1,103	1,482	1,357	1,634	1,536
அணு ஆரம்,Å	1·13	1·60	1·97	2·15	2·21	2·35

முக்கியத் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களின் அணுக்களில் வெளி ஷெல்களில் உள்ள இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் அணுக்

கருவிலிருந்து மிகுந்த தூரத்தில் இருப்பதால் எளிதில் விடுபடு கின்றன; இதனால் நேர்மின் சுமைகொண்ட அயனிகள் உண்டா கின்றன. எனவே, வேதியிய வலிமைத் தன்மையில், இத் த மங்கள் கார உலோகங்களை விடச் சிறிதே குறைந்த தீவிரமுடைய வைகளாக உள்ளன. இவை கார உலோகங்களைப் போலவே காற்றில் வெகு விரைவில் ஏற்றம் பெறுகின்றன; சாதாரண வெப்பநிலைகளில் நீரிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடியவைகளாக உள்ளன. ஆனால், பெரிலியம் மற்றும் மக்னீசியம் நீருடன் மிக மெதுவாக வினைபுரிகின்றன; ஏனெனில், இவ்வினைகளின் காரணமாக உண்டாகும் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் நீரில் மிகக்குறைந்த அளவே கரைகின்றன; இந்த ஹைட்ராக் ஸைடுகள் உலோகத்தின் பரப்பின் மீது படிந்து மேற்கொண்டு நிகழும் வினை நிகழாதவாறு தடுக்கின்றன. மற்ற நான்கு உலோகங்களும் நீருடன் மிகவும் தீவிரமாக வினைபுரிகின்றன; ஏனெனில் இவற்றின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் நீரில் நன்கு கரைகின்றன.

முக்கியத் துணைத் தொகுதியிலுள்ள கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் பேரியம் காரமண் உலோகங்கள் எனப்படும். சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடுகளைப் போலவே கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் பேரியம் ஆகியவற்றின் ஹைட் ராக்ஸைடுகளும் நீண்டகாலமாக காரங்கள் என அறியப்பட்டு வந்தன; காரப்பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் மாறாக, அலுமினியம் மற்றும் கன உலோக ஆக்ஸைடுகளைப் போல வெப்பம் தாங்க வல்லவையாக உள்ளன. இக் கன உலோகங்கள் முன்பெல்லாம் மண்கள் எனப்பட்டன. இக் காரணங்களிலிருந்துதான் கால்சியம்,ஸ்ட்ரான்சியம் ,பேரியம் ஆகியத் தனிமங்களுக்கு **காரமண் உலோகங்கள்** எனப் பெயர் வந்தது.

காரமண் உலோகங்கள் எரியும்போது எப்போதும் MO வகை சாதாரண ஆக்ஸைடுகள் உண்டாகின்றன. ஒரு சமயம் பெராக்ஸைடுகள் உண்டானாலும் இவை கார உலோகங்களினு டையதைவிடக் குறைந்த நிலைத்த தன்மையுடையனவாக உள்ளன.

கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் பேரியம் ஆக்ஸைடுகள் நேரடியாக நீருடன் சேர்ந்து ஹைட்ராக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன. பின்னவைகளின் கரைதிறன் வெகுவாக Ca,Sr, Ba வரிசையில் உயர்ந்து பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடுக்கு 38 கி./லி. அளவு வரை எட்டுகிறது. ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் வலிவும் இதே வரிசையில் உயர்கிறது.

கார உலோகங்களைப் போலவே காரமண் உலோகங்களும் ஹைட்ரஜனுடன் கூடி ஹைட்ரைடுகளை உண்டாக்குகின்றன (எடுத்துக் காட்டாக, CaH_2).

காரமண் உலோகங்களின் ஒரு சிறப்பான பண்பு அவை நைட்ரஜனுடன் கூடுவதாகும்; இப்பண்பு அணு எடை அதிகரிக்கும்போது, மேலும் வலுவடைகிறது. இவ்வுலோகங்கள் சாதாரண வெப்பநிலைகளிலும்கூட நைட்ரஜனுடன் மெதுவாகக் கூடி நைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன.

கார உலோகங்களின் உப்புகளைப் போல் அல்லாமல் காரமண் உலோகங்களின் பல உப்புகள் நீரில் குறைந்த அளவே கரைகின்றன. கார்பனேட்டுகள், சல்ஃபேட்டு கள், பாஸ்பேட்டுகள் மற்றும் வேறு சில உப்புகள் இதில் அடங்கும். காரமண் உலோகங்கள் அவற்றின் சேர்மங்களில் முழுவதும் ஈரிணை திறனைப் பெற்றுள்ளன.

210. பெரிலியம்: அணு எடை 9.0122.

இயற்கையில் பெரிலியம் காணப்படுவது மிகவும் அரிதே (பூமியின் மேலோட்டில் எடையளவில் இது 0·0004 சதம்தான் உள்ளது). இது பல கனிமங்களில் அடங்கியுள்ளது; இவற்றுள் மிக முக்கியமானது **பெரில்** $Be_3Al_2(SiO_3)_6$ ஆகும்.

சிறிதளவு பிற பொருள்கள் கலந்திருப்பதன் காரணமாக பல்வேறு வண்ணங்கொண்ட பலவகைப்பட்ட பெரில் விலை யுயர்ந்த கற்களாகப் பயன்படுகின்றன. பச்சை மரகதம், நீலம் கலந்த பச்சை நிறமுடைய கடல் வண்ணக்கல் மற்றும் சில இவற்றுள் அடங்கும்.

உருகிய பெரிலியம் மற்றும் சோடியம் குளோரைடுகளின் கலவையை மின்பகுப்பு அடையச் செய்து உலோக பெரிலியம் தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு மிகவும் கடினமான, வெண்மை யான, இலேசான உலோகம். அடர்த்தி 1.85கி./செ.மீ.^{3} உருகு நிலை 1·280°C. இதன் பரப்பின் மீது ஒரு பாதுகாப்பு ஆக்ஸைடு படலம் உண்டாவதன் காரணமாக இது காற்றில் நிலைத் தன்மை யுடன் காணப்படுகிறது. பெரிலியத்தை நீர் பாதிப்பதே இல்லை எனலாம்; ஆனால் இது அமிலங்களில் எளிதில் கரைந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

காரங்களும் பெரிலியத்தைக் கரைத்து **பெரிலேட்டுகள்** என்ற உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன; இவற்றுள் பெரிலியம் ஒரு அலோகத்தின் பங்கைப் பெற்றுள்ளது.



$$Be + 2NaOH = Na_2BeO_2 + H_2$$

சோடியம்
பெரிலேட்

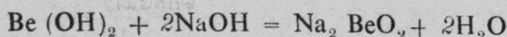
உலோக பெரிலியம் பல சிறப்பான பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. மெல்லிய பெரிலியம் தகடுகள் **X**-கதிர்களைச் சிறந்த முறையில் கடத்துகின்றன. எனவே, இவை **X**-கதிர் குழாய்களின் பாகங்களைச் செய்வதற்கு ஒப்பற்றவைகளாக உள்ளன. இவற்றின் வழியாக **X**-கதிர்கள் செல்ல வேண்டும். மக்னீசியம் மற்றும் அலுமினியத்துடன் கலந்த பெரிலியத்தின் உலோகக் கலவைகள் மிகவும் இலேசாகவும் வலுவானவைகளாகவும் உள்ளன; இக்காரணத்தினல், இதன் விலை அதிகமாக இருந்தபோதிலும், இதன் பயன் ஆகாய விமான பொறியியலில் அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது. பெரிலியத்தைக் காப்பருடன் சேர்த்து உருக்கினல், பெரிலியம் வெண்கலங்கள் கிடைக்கின்றன. இவை மிகக்கடினமாகவும் வலுவாகவும் உள்ளன, மின்சாரத்தை நன்கு கடத்துகின்றன; அரிமானத்தை எதிர்க்கின்றன. இதுபோன்ற வெண்கலங்கள் மிகச் சிறந்த சுருள் கம்பிகளைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகின்றன.

மிகத் தூய பெரிலியம் அணு உலைகளில் பயன்படுகிறது. இதற்காகப் பயன்படும் உலோகத்தில், ஒரு டன் பெரிலியத்தில் 1கி. போரனுக்கு அதிகமாக இருக்கக்கூடாது.

பெரிலியத்தினுடைய விலையுயர்ந்த பண்புகள் காரணமாக, இதன் உற்பத்தி அளவு வெகுவாக அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது. 1936-ல் வெட்டி எடுக்கப்பட்ட பெரிலியம் தாதுவின் அளவு 480 டன்கள் தான்; 1956-ல் உலக உற்பத்தி (USSR-ஐச் சேர்க்காமல்) 14,000 டன்களாகும். **பெரிலியம் ஆக்ஸைடு BeO.** இது ஒரு வெண்மையான வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள். நீருடன் சேர்ந்து பெரிலியம் ஹைட்ராக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது. இது வேதியியத் தன்மையில் ஒரு நிலையான வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருளாகவும் (மூசைகள் செய்யவும், ஜெட் இயந்திரங்களிலும், மின் பொறியியலிலும்) அணு உலைகளின் கட்டுமானப் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது.

பெரிலியம் ஹைட்ராக்ஸைடு Be (OH_2): இது ஓங்கியஈரியல்பு பண்பைப் பெற்றுள்ளது. இப்பண்பு இதனை மாதிரி கார-மண் உலோகங்களின் ஹைட்ராக்ஸைடுகளிலிருந்து நன்கு வேறுபடுத்திக் காட்டுகிறது. இது நீரில் கரைவதில்லை; ஆனல் எளிதில்

அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் கரைகிறது. பின்னதில் கரையும் போது பெரிலேட்டுகள் உண்டாகின்றன.



$$Be(OH)_2 + 2NaOH = Na_2BeO_2 + 2H_2O$$

பெரிலியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் அமிலப்பண்புகள் மிகவும் குறைவாக இருப்பதால், நீர்க் கரைசலில் பெரிலேட்டுகள் முழுவதுமாக நீராற்பகுப்படைகின்றன.

பெரும்பாலான பெரிலியம் உப்புகள், சல்ஃபேட்டுகள் உட்பட, எளிதில் நீரில் கரைகின்றன; ஆனால் மாதிரி கார-மண் உலோகங்களின் சல்ஃபேட்டுகள் பெரிதும் நீரில் கரைவது இல்லை.

211. மக்னீசியம்; அணு எடை 24.312

மக்னீசியம் இயற்கையில் அதிகமாகவே பரவிக் காணப் படுகிறது. இது பெருமளவில் மக்னீசியம் கார்பனேட்டாக மாக்னஸைட் $MgCO_3$ மற்றும் டோலமைட் $MgCO_3\ CaCO_3$ கனிமங்களில் அடங்கியுள்ளது. மக்னீசியம் சல்ஃபேட் மற்றும் குளோரைடு, கைனைட் $KCl.Mg.SO_4\ 3H_2O$ மற்றும் கார்னலைட் $KCl.\ MgCl_2 6H_2.O$, ஆகிய பொட்டாசியம் கனிமங்களிலும் கடல் நீரிலும் உள்ளன; கடல் நீரின் கசப்புத் தன்மைக்கு இதுவே காரணமாகும். பூமியின் மேலோட்டில் எடையளவில் காணப்படும் மக்னீசியத்தின் மொத்த அளவு 2.35 சதம் ஆகும்.

உருகிய மக்னீசியம் குளோரைடை அல்லது பெரும்பாலும் உருகிய கார்னலைட்டை மின்னாற்பகுத்து மக்னீசியம் தயாரிக்கப் படுகிறது.

மக்னீசியம் ஒரு சில்வர் போன்ற வெண்மையான இலேசான உலோகம். அடர்த்தி 1.74கி./செ.மீ.^{3} இது காற்றில் சிறிதே பாதிக்கப்படுகிறது; ஏனெனில், காற்றில் இதன்மீது வெகு விரைவில் தோன்றும் ஆக்ஸைடு படலம் இதனை மேலும் ஏற்றம் அடையாமல் பாதுகாக்கிறது.

e m f வரிசையில் மக்னீசியம் ஹைட்ரஜனைவிட மிக உயரத்தில் இருந்தபோதும், இது நீரை மிக மெதுவாகவே சிதைய செய்கிறது; இதற்குக் காரணம் முன்பே கூறியபடி சிறிதே கரையும் மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு உண்டாவதே ஆகும். மக்னீசியம் எளிதில் அமிலங்களில் கரைந்து ஹைட்ரஜனை இடப் பெயர்ச்சி செய்கிறது. காரங்கள் மக்னிசியத்துடன் வினைபுரிவ

தில்லை. சூடு செய்தால், மக்னீசியம் சுடர்விட்டு எரிந்து மக்னீசியம் ஆக்ஸைடையும் சிறிதளவு மக்னீசியம் நைட்ரைடையும் Mg_3N_2 உண்டாக்குகிறது. மக்னீசியம் எரியும்போது தோன்றும் ஒளி மிகவும் பிரகாசமாகவும் புற ஊதாக் கதிர்களை அதிகமாகக் கொண்டதாகவும் உள்ளது. இக்காரணத்தினுல் சில சமயங்களில் மக்னீசியம் ஒளிப்படவியலில் ஒளியை உண்டாக்கப் பயன்படு கிறது. மக்னீசியம் வானவெடிப் பொருள்களிலும் பயன்படுகிறது.

உலோக மக்னீசியத்தின் முக்கியப் பயன் இலேசான பல்வேறு உலோகக் கலவைகளைத் தயாரிப்பதாகும். பிற உலோகங்களைச் சிறிய அளவுகளில் மக்னீசியத்துடன் சேர்ப்பது அதன் இயந்திரப் பண்புகளை மாற்றுகிறது; உலோகக் கலவையை கடினமானதாகவும் வலுவானதாகவும் மற்றும் அரிமானத்தை எதிர்க்கக் கூடியதாகவும் செய்கிறது. சிறப்பாக விலையுயர்ந்த தாகக் காணப்படுவது **எலெக்ட்ரான்** எனப்படும் உலோகக் கலவையின் (90% Mg; எஞ்சியது Al, Zn மற்றும் Mg) பண்பு களாகும். இது, குறைந்த அடர்த்தி (1.8கி./செ.மீ.^{3}) மற்றும் அதிக வலுக்காரணமாக, ஆகாய விமான பொறியியலில் பெரிதும் பயன் படுகிறது.

1915-ல் மக்னீசியத்தின் உலக உற்பத்தி ஒரு சில 100 டன் களுக்கு அதிகமாகாமல் இருந்தது. ஆனல் இப்போது இது 400 ஆயிரம் டன்கள் வரை எட்டியுள்ளது (USSR சேர்க்கப்படாமல்).

1935-ல் தான் USSR-ல் மக்னீசியம் தொழிற்சாலை முதன் முதலாக நிறுவப்பட்டது. இங்கு மக்னீசியம் குளோரைடை மின்னுற்பகுத்து மக்னீசியம் தயாரிக்கப்பட்டது. பிறகு சோவியத் மக்னீசியம் தொழிற்சாலைகள் எல்லாம் பெரும்பாலும் கார்ன லைட்டைப் பயன்படுத்தத் தொடங்கிவிட்டன. USSR-ல் மக்னீசியம் தொழிற்சாலையின் வளர்ச்சிக்குப் பெரிதும் துணையாக இருந்தது, ஃபெடோடைவ்வின் ஆய்வுகளாகும்.[1]

மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு, MgO. இயற்கை மாக்னஸைட்டை $MgCO_3$ வறுத்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது **மக்னீசியா** எனப்படும் ஒரு வெண்மையான தூளாகும். உயர் உருகு நிலையின் காரணமாக (சுமார் 3000°C) தொழில்துறை மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு

[1] பேராசிரியர் பாவல் பாவ்லோவிச் ஃபெடோடைவ் மின்வேதியியலாரின் சோவியத் பள்ளியை நிறுவியவர். இவர் பல வருடங்களாக, மக்னீசியம் உப்புகள் மின்பகுப்பு அடைவதற்கான சிறந்த நிபந்தனைகளைப் பற்றி ஒரு ஒழுங்கான ஆய்வை நடத்தி, 1915-17-ல் பீட்ரோகிராடில் (லெனின்கிராட்) மக்னீசியத்தை உற்பத்தி செய்வதற்கான முன்னோடி நிலைக்களனை நிறுவினர். ஃபெடோடைவ் மற்றும் அவரது மாணவர்களின் ஆய்வுகள் அலுமினியம் மற்றும் மக்னீசியத்தின் மின் உலோகவியலின் வளர்ச்சிக்கு மிகவும் உதவியாக இருந்தன.

வெப்பம் தாங்கவல்ல மூசைகள், குழாய்கள் மற்றும் செங்கற்கள் ஆகியவை தயாரிக்கப்பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, Mg(OH): கரையும் மக்னீசியம் உப்புகளை காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்யும்போது மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஒரு வெண்மை நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இது $Be(OH)_2$- ஐப்போல் அல்லாமல் காரப்பண்புகளை மட்டும் தான் பெற்றுள்ளது; மிதமான கார வலிவுடையதாக உள்ளது. மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது.

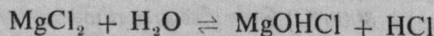
மிகவும் அதிகமாகப் பயன்படும் மக்னீசியத்தின் உப்புகள் பின்வருமாறு:

மக்னீசியம் சல்ஃபேட் $MgSO_4 . 7H_2O$ அல்லது **எப்சம் உப்பு** இது கார-மண் உலோகங்களின் சல்பேட்டுகளைப் போல் இல்லாமல் எளிதில் நீரில் கரைகிறது. இவ்வுப்பின் கரைதிறன் மற்றும் இதன் படிக அமைப்பு மக்னீசியத்தை சிங்குடன் ஒத்திருக்கச் செய்கிறது.

மக்னீசியம் குளோரைடு $MgCl_2 . 6H_2O$ இது நிறமற்ற எளிதின் கரையும் நீர்க்கும் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. தூய்மை செய்யப்படாத மேசை உப்பின் நீர் உறிஞ்சும் தன்மைக்கு அதில் மிகச் சிறிய அளவில் $MgCl_2$ கலந்து இருப்பதுதான் காரணமாகும்.

மக்னீசியம் கார்பனேட் $MgCO_3$: இது இயற்கையில் மாக்னஸைட் கனிமமாகக் காணப்படுகிறது. கரையும் மக்னீசியம் உப்புகளை சோடாவுடன் வினைபுரியச் செய்தால் கிடைப்பது நார்மல் மக்னீசியம் கார்பனேட் அல்ல; ஆனால் பல்வேறு கார கார்பனேட்டுகளின் கலவை கிடைக்கிறது. இக்கலவை மருத்துவத்தில் **வெள்ளை மக்னீசியா** என்ற பெயரில் பயன்படுகிறது.

தொழில் துறையில் மிகவும் முக்கியத்துவம் உடையதாக இருப்பது MgOHCl என்ற கார உப்பாகும். மக்னீசியம் குளோரைடு கரைசல் ஆவியாக்கப்படும்போது, நீராற்பகுப்பின் காரணமாக இது உண்டாகிறது.

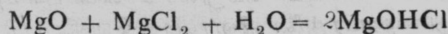


$$MgCl_2 + H_2O \rightleftharpoons MgOHCl + HCl$$

மக்னீசியம் ஆக்ஸைடை மக்னீசியம் குளோரைடின் அடர் கரைசலுடன் கலந்து தொழில் துறைக்கான இப்பொருள் தயாரிக்கப்படுகிறது. இது **மக்னீசியா செமன்ட்** எனப்படும். இக் கலவை சிறிது நேரம் கழித்து கடினத் தன்மையைப் பெற்று

வெண்மையான இறுக்கமான எளிதில் மெருகேறும் தன்மை கொண்ட பொருளாக மாறுகிறது.

கலவை கடினத் தன்மை பெறுவதற்குக் கீழ்க் கண்டச் சமன் பாட்டின்படி கார உப்பு உண்டாவதுதான் காரணமாகும்.



$$MgO + MgCl_2 + H_2O = 2MgOHCl$$

மக்னீசியா செமன்ட், அரைக்கும் கற்கள், சாணைக்கற்கள் பல்வேறு தகடுகள் ஆகியவற்றைத் தயாரிப்பதில் ஒரு பிணைக்கும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. மக்னீசியா செமன்ட்டும் மரத் தூளும் கலந்த கலவை **சைலோலைட்** என்ற பெயரில் தரைக்குப் பாவும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

பரவலாகப் பயன்படும் பிற சேர்மங்கள் இயற்கையில் காணப்படும் மக்னிசியத்தின் சிலிக்கேட்டுகளாகும்: **டால்க்** $3MgO.4SiO_2H_2O$ மற்றும் முக்கியமாக கல்நார் $CaO.\ 3MgO.4SiO_2$ பின்னது, அதன் எரியாத்தன்மை, குறைந்த வெப்பம் கடத்தும் திறன் மற்றும் நார்போன்ற அமைப்பின் காரணமாக ஒரு சிறந்த வெப்பம் கடவாமல் காப்பிடும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் உப்புகள் எல்லா மண்களிலும் சிறிய அளவுகளில் காணப்படுகின்றன. இவை தாவர உணவூட்டத்திற்கு அவசிய மானவை; குளோரோஃபில்லின் பகுதிப் பொருள்களுள் மக்னீசியமும் ஒன்றாகும் (பிரிவு 156-ஐ காண்க).

212. கால்சியம் அணுஎடை 40.08

இயற்கையில் கால்சியம் பல்வேறு சேர்மங்களாகப் பரந்து காணப்படுகிறது. முன்பே, சுண்ணாம்புக்கல், சுண்ணாம்புக்கட்டி, சலவைக்கல் ஆகிய படிவுகளைப் பற்றி குறிப்பிட்டுள்ளோம்; இவை கால்சியம் கார்பனேட்டின் $CaCO_3$ இயற்கை வடிவுகளாகும். ஜிப்சம் $CaSO_4.\ 2H_2O$, பாஸ்ஃபொரைட் $Ca_3(PO_4)_2$ மற்றும் பல்வேறு கால்சியம் அடங்கிய சிலிக்கேட்டுகள் பெருமளவில் இயற்கையில் காணப்படும் பிற சேர்மங்களாகும். பூமியின் மேலோட்டில் எடையளவில் காணப்படும் கால்சியத்தின் மொத்த அளவு 3.25% ஆகும்.

உருகிய கால்சியம் குளோரைடை மின்னாற்பகுத்து அல்லது கால்சியம் ஆக்ஸைடை சில உலோகங்களுடன் சேர்த்து வெப்ப ஒடுக்கம் அடையச் செய்து உலோக்க கால்சியம் தயாரிக்கப்பட்டு கிறது. கால்சியம் கார்பைடை CaC_2 வெப்பச் சிதைவுக்கும் படுத்தி கால்சியத்தைத் தயாரிக்கும் ஒரு முறையும் வளர்க்கப்

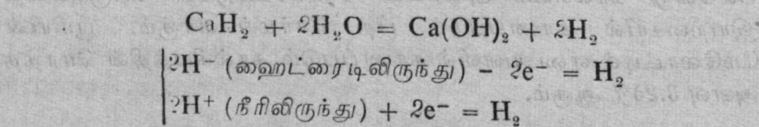
பட்டுள்ளது. இது தகடாக மாறும், சிறிது கடினமான வெண்மை நிற உலோகம். உருகுநிலை 850°C. காற்றில் கால்சியத்தின் மீது வெகு விரைவில் ஒரு ஆக்ஸைடு படலம் உண்டாகிறது; சூடு செய்தால் பிரகாசமான சிவந்த சுடருடன் எரிகிறது. கால்சியம் குளிர்ந்த நீருடன் மிகவும் மெதுவாக வினைபுரிகிறது; ஆனால் சுடு நீரிலிருந்து ஹைட்ரஜனை விரைவாக வெளிப்படுத்தி கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது.

கால்சியம் மிகவும் வலிமையுள்ள ஒரு உலோகம்; ஹாலஜன்கள், சல்ஃபர் மற்றும் நைட்ரஜனுடன் எளிதில் கூடுகிறது. சூடு செய்யும்போது பெரும்பாலும் எல்லா உலோக ஆக்ஸைடுகளையும் உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

கால்சியத்தின் வலுத்தன்மை காரணமாக, அயர்ன் மற்றும் எஃகு உற்பத்தியில் ஆக்ஸிஜன், பாஸ்பரஸ் மற்றும் சல்ஃபரை இவ்வுலோகங்களிலிருந்து நீக்குவதற்கு கால்சியம் பெரிதும் பயன்படுகிறது. வெப்பம் தாங்கவல்ல உலோகங்களை (சிர்க்கோனியம், டைட்டேனியம், டான்டலம், நியோபியம்) உற்பத்தி செய்வதற்கும் ஒரு ஒடுக்கப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. பல்வேறு சூழிருக்கைகள், மற்றும் தந்திக்கம்பி கவசங்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன்படும் லெட்-கால்சியம் உலோகக் கலவைகளைத் தயாரிப்பதற்குப் பெருமளவு கால்சியம் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் முன்னிலையில் சூடு செய்தால், உலோகக் கால்சியம் ஹைட்ரஜனுடன் கூடி ஒரு ஹைட்ரைடை உண்டாக்கு கிறது.

கால்சியம் ஹைட்ரைடு CaH_2: இது ஒரு படிக வடித்தான திண்மம். இது நீருடன் மிக விரைவாக வினை புரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.



$$CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2$$

$$2H^- \text{ (ஹைட்ரைடிலிருந்து) } - 2e^- = H_2$$

$$2H^+ \text{ (நீரிலிருந்து) } + 2e^- = H_2$$

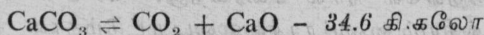
ஹைட்ரஜனை அதிக அளவில் வெளிப்படுத்தும் திறன் காரணமாக, கால்சியம் ஹைட்ரைடு சில சமயங்களில் ஹைட்ரஜனைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.[1]

[1] **1 கி. கி. CaH_2 நீருடன் வினைபுரியும்போது சுமார் 1,000 லிட்டர்கள் ஹைட்ரஜனை உண்டாக்குகிறது.**

மேலும், படிக ஹைட்ரேட்டுகளிலிருந்தும் நீரை நீக்கக்கூடியதாக இருப்பதால், இது ஒரு சிறந்த உலர்த்தியாகவும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் ஆக்ஸைடு CaO: இது ஒரு வெண்மையான, மிகவும் வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள். இதனை மின் உலையில் சுமார் *3,000*°**C**-ல் தான் உருகச் செய்ய முடிகிறது. பொறியியல் துறையில் கால்சியம் ஆக்ஸைடு பொதுவாக **சுட்ட சுண்ணம்பு** என்றழைக்கப்படுகிறது. இப் பெயர் இதன் தயாரிப்பு முறையைக் குறிக்கிறது; கால்சியம் கார்பனேட்டை (சுண்ணம்புக்கல் அல்லது கட்டி) வறுத்து இது பெறப்படுகிறது.

சுண்ணம்புக்கல் உயரமான செங்குத்தாக உள்ள சுண்ணம்பு சூளைகளில் வறுக்கப்படுகிறது. சூளையில் சுண்ணம்புக்கல்லையும் எரிமத்தையும் மாற்றி மாற்றி அடுக்கிவைத்து கீழிருந்து தீ வைக்கப்படுகிறது. வறுக்கப்படும்போது, கால்சியம் கார்பனேட் கார்பன் டை ஆக்ஸைடாகவும் சுட்ட சுண்ணம்பாகவும் சிதைகிறது.



$$CaCO_3 \rightleftharpoons CO_2 + CaO - 34.6 \text{ கி.கலோ}$$

நிறை தாக்க விதியை இச் சமன்பாட்டிற்குப் பயன்படுத்தி. மற்றும் சமநிலை மாறிலிக்கான கோவையில் திண்மங்களின் அடர்வு சேர்க்கப்படுவதில்லை என்பதை மனதில் கொண்டால், நாம் பெறுவது,

$$[CO_2] = K$$

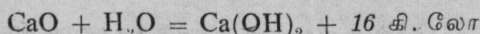
ஒரு வாயுவின அடர்வை அதன் பகுதி அழுத்தம் கொண்டு தெரிவிக்க முடியுமாதலால், இங்குக் கிடைத்துள்ள கோவை கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் ஒரு குறிப்பிட்ட பகுதி அழுத்தத்தில் சமநிலை எய்தப்பட்டுள்ளது என்பதைத் தெரிவிக்கிறது. பல்வேறு வெப்ப நிலைகளில் இச் சமநிலை அழுத்தத்தின் (பிரிகை அழுத்தம்) மதிப்பு பின்வருமாறு:

வெப்பநிலை, °C	*500*	*600*	*700*	*800*	*900*	*1,000*
பிரிகை அழுத்தம், mmHg	*0.11*	*2.35*	*25.5*	*168*	*773*	*2,710*

நிலவியிருக்கும் சமநிலையைப் புதியதாக கால்சியம் ஆக்ஸைடு உண்டாகும் திசையில் பெயர்வு கொள்ளச் செய்வதற்கு வெப்ப நிலையை உயர்த்தவேண்டும்; இல்லையெனில், CO_2-ன் பகுதி அழுத்தம் குறைகின்ற விதத்தில் உண்டான CO_2-ன் அளவில் ஒரு பகுதி நீக்கப்படவேண்டும். ஏதேனும் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் CO_2-ன் பகுதி அழுத்தத்தைச் சமநிலை அழுத்தத்தைவிடக் குறைவாக வைத்திருப்பின், $CaCO_3$ சிதைவது தொடர்ச்சியாக

நிகழத் தொடங்கும். எனவே, சுண்ணாம்புக்கல்லை வறுப்பதில் முக்கியமாகக் கவனிக்கவேண்டியது சிறந்த காற்றோட்டமாகும்; இதனால் CO_2 எளிதில் நீக்கப்பட்டு வினையை குறைந்த வெப்ப நிலைகளில் நிகழ்த்த முடிகிறது.

சுட்ட சுண்ணாம்பை நீருடன் சேர்த்தால், சுண்ணாம்புக் கட்டிகளின் நுண் துளைகளில் முதலில் நீர் உறிஞ்சப்பட்டு பின் வினை நிகழ்ந்து, பெருமளவு வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது. நீரின் ஒரு பகுதி நீராவியாக மாறுகிறது; சுண்ணாம்புக் கட்டிகள் இளகிய கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடாக மாறுகின்றன.

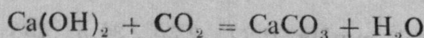


$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + 16 \text{ கி. லோ}$$

இச் செயல் 'தணித்தல்' எனப்படும்; கிடைக்கும் வினை பொருள் **நீற்றிய சுண்ணாம்பு** எனப்படும்.

கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு $Ca(OH)_2$: இது ஒரு வீரிய காரம்; சிறிதளவே நீரில் கரைகிறது; 20^0C-ல் 1 லிட்டர் நீர் 1.56 கி. கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடை மட்டும்தான் கரைக்கிறது. இதன் தெவிட்டிய கரைசல் **சுண்ணாம்பு நீர்** எனப்படும், இது காரத்தன்மையது. சுண்ணாம்பு நீரைக் காற்றில் வைத்திருந்தால் விரைவில் கலங்கலாகிவிடுகிறது. இதற்குக் காரணம் இது காற்றிலுள்ள கார்பன்டை ஆக்ஸைடை உறிஞ்சிக் கொள்வதால் கரையாத கால்சியம் கார்பனேட் உண்டாவதாகும்.

நீற்றிய சுண்ணாம்பு பொறியியல் துறையில் பெரிதும் பயன் படுகிறது. நீற்றிய சுண்ணாம்பு, மணல் மற்றும் நீர் ஆகியவை கலந்த கலவை **காரை (Mortar)** எனப்படும். இது செங்கற்களை அடுக்கி இணைப்பதற்கும் ஒட்டுவதற்கும் பயன்படுகிறது. சுண்ணாம்பு முதலில், அதில் அடங்கியுள்ள நீர் ஆவியாதல் காரணமாகக் கடினமடைந்து பின் காற்றிலுள்ள CO_2ஐ உறிஞ்சிக் கொள்வதன் மூலம் கால்சியம் கார்பனேட்டாக மாறுகிறது.



$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

காற்றில் கார்பன் டைஆக்ஸைடின் அளவு மிகக் குறைவாக இருப்பதால், காரை கடினமடைவது மிகவும் மெதுவாக நிகழ் கிறது; இவ்வினையின்போது நீர் வெளிப்படுவதால காரையைக் கொண்டு கட்டப்படும் அமைப்புகள் நீண்ட நாட்களுக்கு ஈரமாக உள்ளன.

கால்சியத்தின் மிக முக்கிய உபபுகள்: கால்சியம் குளோரைடு, $CaCl_2$, கால்சிசய சல்ஃபேட் $CaSO_4$, கால்சியம்

கார்பனேட் $CaCO_3$, கால்சியம் நைட்ரேட் $Ca(No_3)_2$, கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டுகள், கால்சியம் அமில சல்ஃபைட் $Ca(HSO_3)_2$ மற்றும் கால்சியம் ஹைப்போகுளோரைட் $Ca(ClO)_2$.

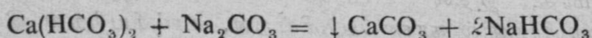
இயற்கையில் கால்சியம் மிகு அளவில் காணப்படுவதன் காரணமாக, இதன் உப்புக்கள் பெரும்பாலும் எப்போதும் இயற்கை நீர்களில் காணப்படுகின்றன. கால்சியத்தின் இயற்கை உப்புகளுள் ஜிப்சம் மட்டும்தான் இலேசாக நீரில் கரையும் தன்மையது; இருப்பினும் நீரில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு கரைந்து இருப்பின் கால்சியம் கார்பனேட் கூடகரைந்து அமில கார்பனேட் $Ca(HCO_3)_2$ கரைசலாக மாறுகிறது.

கரைசலில் கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியம் உப்புகளை அமில கார்பனேட்டு மற்றும் சல்ஃபேட்டு வடிவில் கொண்டுள்ள இயற்கை நீரைக் **கடின நீர்** என்கிறோம். இதற்கு மாறானது **மென்னீராகும்;** இதில் கால்சியம் உப்புகள் மிகச் சிறிய அளவுகளிலோ அல்லது சிறிதும் இல்லாமலோ இருக்கும்.

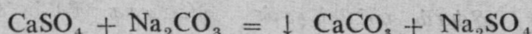
முக்கியமாக $Ca(HCO_3)_2$-ஞல் உண்டாகும் நீரின் கடினத் தன்மை **தற்காலிக** கடினத் தன்மை எனப்படும்; ஏனெனில் நீரைக் கொதிக்க வைத்தால் இவ்வுப்பு சிதைந்து கால்சியம் கார்பனேட் வீழ்படிவு அடைந்து நீரை மென்மையாக்குகிறது. நீரில் $CaSO_4$ அல்லது $MgSO_4$ இருப்பின் அதன் கடினத் தன்மையை **நிலையான** கடினத் தன்மை என்கிறோம். இக்கடினத் தன்மையைக் காய்ச்சி வடித்து அல்லது வேதியிய முறைகளிஞல்தான் நீக்க முடிகிறது. USSR-ல் நீரின் கடினத் தன்மையை ஒரு லிட்டர் நீரிலுள்ள கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியம் அயனிகளின் மில்லிகிராம்-சமான எடைகளின் மொத்த எண்ணிக்கை மூலம் தெரிவிக்கப்படுகிறது. ஒரு மில்லி கிராம்—சமான எடை கடினத் தன்மை என்பது ஒரு லிட்டரில் 20·04 மில்லி கிராம் Ca^{2+} அயனியின் அளவை அல்லது 12.16 மில்லி கிராம் Mg^{2+} அயனியின் அளவைக் குறிக்கும். 1952-ம் ஆண்டிற்கு முன்பு நீரின் கடினத் தன்மை டிகிரிகளில் அளக்கப்பட்டது; இது 100 லிட்டர் நீரில் உள்ள கால்சியம் ஆக்ஸைடின் கிராம் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கும். மக்னீசியம் மற்றும் பிற ஈரிணைதிறன் உலோகங்களின் அளவு CaO-ன் சமான எடை அளவுக்கு மீண்டும் கணக்கிடப்பட்டது. தற்போது ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்ட அளவீட்டு முறைப்படி, ஒரு டிகிரி கடினத் தன்மை 0.35663 மில்லி கிராம் சமான எடை/கால்சியம் அல்லது மக்னீசியம் அயனிக்குச் சமமாகும்.

நீரின் கடினத் தன்மையைக் கணக்கிடுவதற்கான ஒரு சிறந்த எடுத்துக்காட்டு கீழே தரப்பட்டுள்ளது.

எடுத்துக்காட்டு: *50 லிட்டர் நீரிலிருந்து எல்லா Ca^{2+} அயனிகளையும் நீக்குவதற்கு 10.6 கி. சோடா தேவைப்பட்டது என்றால் அதன் மொத்த கடினத் தன்மையைக் கணக்கிடு.*



$$Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 = \downarrow CaCO_3 + 2NaHCO_3$$



$$CaSO_4 + Na_2CO_3 = \downarrow CaCO_3 + Na_2SO_4$$

இச்சமன்பாடுகளிலிருந்து, ஒவ்வொரு கிராம் — அயனி கால்சியத்திற்கும் ஒரு கிராம்—மூலக்கூறு சோடா தேவைப்படுகிறது என அறிகிறோம்; எனவே ஒவ்வொரு மி.கி. சமான Ca^{2+} அயனிக்கும் ஒரு மி.கி. சமான சோடா தேவைப்படும்.

சோடாவின் மூலக்கூறு எடை 106; எனவே ஒரு மில்லிகிராம் —சமான எடை 106 : 2 = 53 மி. கிராமாகும்.

50 லிட்டர் நீரிலுள்ள Ca^{2+} அயனியை வீழ்படிவாக்க, 106. கிராம் அல்லது 10,600 மி. கிராம் சோடா தேவைப்படுகிறது; இது உண்டாக்குவது 10,600: 53 = 200 மி. கி. சமானமாகும்.

எனவே, 50 லிட்டர் நீர் இதே எண்ணிக்கை மி. கிராம்—சமான Ca^{2+} அயனியைப் பெற்றிருக்கும் என்பது தெளிவு. ஆகவே, நீரின் கடினத் தன்மை 200:50 = 4 மி. கி—சமானமாகும்.

நீரில் மிகு அளவு கால்சியம் அல்லது மக்னீசியம் உப்புகள் இருப்பது நீரைப் பல தொழில் முறைகளுக்குத் தகுதியற்றதாகச் செய்து விடுகின்றது. எடுத்துக்காட்டாக, கொதிகலன்களில் கடின நீரைப் பயன்படுத்தினால் அவற்றின் சுவர்களில் ஏடு போன்ற செதில் படிப்படியாகப் படிகின்றது. இச்செதில் 1 மி. மீ. தடிப்பு உடையனவாக இருந்தால் கூட, கொதிகலனின் சுவர்கள் வழியாக வெப்பம் கடத்தப்படுவதை வெகுவாகக் குறைத்து விடுகிறது. எனவே எரிபொருள் அதிக அளவில் செலவிட வேண்டியுள்ளது. மேலும் இது, கொதிகலக் குழாய்கள் மற்றும் கொதிகலச் சுவர்கள் மீது வீக்கங்களையும் வெடிப்புகளையும் உண்டாக்குகிறது. செதிலை இயந்திர முறையில் உடைத்து எடுப்பது கொதிகலனுக்கு ஊறுவிளைவிக்கக்கூடும்.

கடின நீர் எளிதில் சோப்புடன் நுரையைத் தருவதில்லை; ஏனெனில் சோப்பிலுள்ள கரையும் பால்மிட்டிக் மற்றும் ஸ்டீரிக்

அமிலங்களின் சோடியம் உப்புகள் அதே அமிலங்களின்கரையாத கால்சியம் உப்புகளாக மாறுகின்றன.

$$2C_{17}H_{35}COONa + CaSO_4 = \downarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca + Na_2SO_4$$

சோடியம் ஸ்டீரேட் கால்சியம் ஸ்டீரேட்

இது; கரைசலினின்று எல்லா கால்சியம் அயனிகளும் நீக்கப்படும் வரை தொடர்ந்து நிகழ்கிறது. இதன் காரணமாகத் தான் துணிகளை வெளுப்பதற்குக் கடின நீரைப்பயன்படுத்தினால், அதிக அளவு சோப்பு தேவைப்படுகிறது.

கடின நீரை சில தொழில் நுணுக்க முறைகளுக்கு, எடுத்துக் காட்டாக சாயம் போடுவதற்கு பயன்படுத்த முடியாது.

மேற்கண்ட எடுத்துக்காட்டுகள் தொழில் துறைக்கான நீரிலிருந்து கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியத்தின் உப்புகள் நீக்கப்பட வேண்டிய அவசியத்தை விளக்குகின்றன.

நீரை பல்வேறு முறைகளில் தூயமைப் படுத்தலாம். இவற் றுள் மிக முக்கியமானது வேதியிய முறையாகும். இம்முறை முக்கியமாக கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியம் அயனிகளைக் கரை யாத உப்புகளாக வீழ்படிவாக்குவதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது. வேதியியத் தூய்மையாக்கும் முறையில் மிகவும் பொதுவாகப் பயன்படும் கரணிகள் நீற்றிய சுண்ணும்பும் சோடாவும் ஆகும். சுண்ணும்பு கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியத்தின் அமில கார்பனேட்டுகளைக் கரையாத கார்பனேட்டுகளாக மாற்றுகிறது.

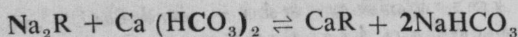
$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = \downarrow 2CaCO_3 + 2H_2O$$

கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியத்தை சோடா, கார்பனேட்டு களாக வீழ்படிவு அடையச் செய்கிறது:

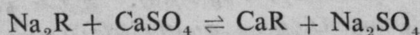
$$CaSO_4 + Na_2CO_3 = \downarrow CaCO_3 + Na_2SO_4$$

தொழில் துறையில் பரவலாகப் பயன்படும் நீரை மென்மையாக்கும் ஒரு முறை நேர்மின் அயனி பரிமாற்ற முறையாகும். இம்முறை, $Na_2Al_2Si_2O_8.nH_2O$ போன்ற சில அலுமோசிலிக் கேட்டுகளின் பரிமாற்ற திறன் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளது. இவை தங்களிடம் உள்ள சோடியம் அயனிகளை நீரிலுள்ள கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியம் அயனிகளுடன் பரிமாற்றம் செய்து கொண்டு, நீரிலிருந்து கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியத்தை நீக்குகின்றன. இது போன்ற அலுமோசிலிக் கேட்டுகளை **நேர்மின் அயனி பரிமாற்றிகள்** என்கிறோம்.

நுண் தூளாக்கப்பட்ட நேர்மின் அயனி பரிமாற்றியின் அடுக்கு வழியாகச் செலுத்தினல் கடின நீரிலிருந்து எல்லா Ca^{2+} மற்றும் Mg^{2+} அயனிகளும் முழுமையாக நீக்கப்படுகின்றன. நிகழும் வினைகளைக் கீழ்க்கண்டச் சமன்பாடுகள் மூலம் தெரிவிக்கலாம்:



$$Na_2R + Ca(HCO_3)_2 \rightleftharpoons CaR + 2NaHCO_3$$

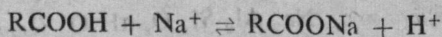


$$Na_2R + CaSO_4 \rightleftharpoons CaR + Na_2SO_4$$

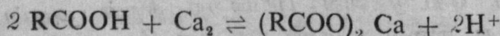
இங்கு R என்பது அணைவு அலுமோசிலிக்கேட் எதிர் அயனியை $(Al_2Si_2O_8 \cdot nHO_2)^{2-}$ குறிக்கிறது.

நேர்மின் அயனி பரிமாற்றியிலிருந்து எல்லா சோடியமும் கால்சியம் மற்றும் 1 அல்லது மக்னீசியத்தினல் இடப்பெயர்ச்சி அடையச் செய்த பிறகு, நேர்மின் அயனி நீரை மென்மையாக்கும் அதன் தன்மையை இழக்கிறது; ஆனல் அடர் NaCl கரைசலுடன் வினைபடுத்தி இதனை மீண்டும் புதுப்பிக்கலாம். இதனல் மின்வினை நிகழ்ந்து கால்சியத்தை சோடியம் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. எனவே, நீரை மென்மையாக்கும் இம்முறையிய் மிகவும் மலிவான NaCl மட்டும் தான் செலவிடப்படுகிறது.

பல்வேறு செயற்கை ரசின்களையும், அமில அல்லது கார பண்பு காட்டும் தொகுதிகளைக் கொண்ட உயர்-மூலக்கூறு எடைகளைக் கொண்ட கரிமப் பொருள்களையும், நீரில் கரைந்துள்ள அயனிகளைப் பிரித்தெடுப்பதற்குப் பயன் படுத்தலாம். நேர்மின் அயனி பரிமாற்றிகளாகச் செயல்படக் கூடிய ரெசின்கள், கார்பாக்சில் தொகுதிகள் COOH, சல்ஃபோ தொகுதிகள் SO_3H, மற்றும் தங்கள் ஹைட்ரஜன் அயனிகளை உலோக அயனிகளுடன் பரிமாற்றம் செய்து கொள்ளக்கூடிய பிற தொகுதிகளையும் பெற்றுள்ளன. இது போன்ற ரெசின்கள் **H–நேர்மின் அயனி மாற்றிகள்** எனப்படும் பண்பு காட்டும் தொகுதியுடன் இணைந்துள்ள மூலக்கூறு உறுப்பை R எனக் கொண்டு, H–நேர்மின் அயனி பரிமாற்றி உலோக அயனிகளுடன் எடுத்துக் காட்டாக சோடியம், மற்றும் கால்சியத்துடன் வினை புரிவதை கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகள் மூலம் தெரிவிக்கலாம்:



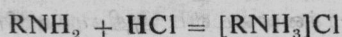
$$RCOOH + Na^+ \rightleftharpoons RCOONa + H^+$$



$$2\,RCOOH + Ca_2 \rightleftharpoons (RCOO)_2\,Ca + 2H^+$$

இவ்வினைகளின் காரணமாக உப்புகளைக் கொண்டுள்ள (எடுத்துக்காட்டாக (NaCl, $CaSO_4$) எந்த ஒரு கரைசலும் அதிலுள்ள உப்புகளுக்கான அமிலங்களின் (HCl, H_2SO_4) கரைசலாக மாற்றப்படுகிறது.

உண்டான அமிலங்களை நீக்குவதற்குக் கரைசல் ஒரு எதிர் மின் அயனி பரிமாற்றியின் ஊடே செலுத்தப்படுகிறது. இது அமினோ தொகுதிகளைக் கொண்ட ரெசினாகும். கரையாத உப்புகள் உண்டாவதன் காரணமாக அமிலங்கள் எல்லாம் நீக்கப்படுகின்றன. எதிர்மின் அயனி பரிமாற்றியை RNH_2 எனக் கொண்டால், கரைசல் HCl கரைசலாக இருக்கும்போது நிகழும் வினையைப் பின்கண்டச் சமன்பாட்டின்படி தெரிவிக்கலாம்:



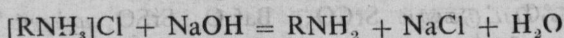
$$RNH_2 + HCl = [RNH_3]Cl$$

இம்முறை, காய்ச்சி வடிக்கவேண்டிய சிரமம் இல்லாமலேயே மிகத் தூய நீரைத் தருகிறது.

பயன்படுத்தப்பட்ட நேர்மின் அயனி மற்றும் எதிர்மின் அயனி பரிமாற்றிகளை மீண்டும் புதுப்பிக்கலாம். அடர்சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தி முன்னதும் அடர் NaOH கரைசலுடன் வினைப்படுத்தி பின்னதும் புதுப்பிக்கப்படுகின்றன.



$$2RCOONa + H_2SO_4 = 2RCOOH + Na_2SO_4$$



$$[RNH_3]Cl + NaOH = RNH_2 + NaCl + H_2O$$

213. ஸ்ட்ரான்சியம்: அணு எடை 87.62 பேரியம்: அணு எடை 137.34.

ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் பேரியம் இயற்கையில் முக்கியமாக சல்ஃபேட்டுகளாகவும் கார்பனேட்டுகளாகவும் காணப்படுகின்றன. இவற்றின் கனிமங்கள்: **செலிஸ்டைட்** $SrSO_4$ **ஸ்ட்ரான்ஸியனைட்** $SrCO_3$, **பெரைட்** $BaSO_4$ மற்றும் **விதரைட்** $BaCO_3$ பூமியின் மேலோட்டில் ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் பேரியத்தின் அளவு கால்சியத்தை விட மிகக் குறைவு; எடையளவில் முறையே 0.035 மற்றும் 0.05 விழுக்காடு ஆகும்.

உலோக ஸ்ட்ரான்சியமும் பேரியமும் மிகவும் வலுவுடையவைகள். காற்றில் வெகு விரைவாக ஏற்றம் பெறுகின்றன. நீருடன் மிகத்தீவிரமாக வினைபுரிகின்றன (முக்கியமாக பேரியம்); பல தனிமங்களுடன் நேரிடையாகக் கூடுகின்றன.

ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் **பேரியம் ஆக்ஸைடுகள்** SrO மற்றும் **BaO:** இவை சுண்ணம்பை ஒத்துள்ளன. இரண்டு உலோகங்களும் பெராக்ஸைடுகளையும் உண்டாக்குகின்றன. பேரியம் ஆக்ஸைடை காற்றில் ஏறக்குறைய 500° C-க்குச் சூடு செய்து **பேரியம் பெராக்ஸைடு** தயாரிக்கப்படுகிறது. உயர் வெப்ப நிலையில் இது பேரியம் ஆக்ஸைடாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைந்து விடுகிறது

காற்றிலிருந்து ஆக்ஸிஜனைப் பெறுவதற்கு இதுவும் ஒருமுறையாக இருந்து வந்தது; ஆனால் இம்முறை இப்போது வழக்கத்தில் இல்லை. பேரியம் பெராக்ஸைடு சோடியம் பெராக்ஸைடைப் போலவே பல்வேறு பொருள்களை வெளுப்பதற்குப் பயன் படுகிறது.

ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் **பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடுகள்** $Sr(OH)_2$ மற்றும் $Ba(OH)_2$: இவை வலிமையுடைய காரங்கள்; கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடைவிட அதிகமாக நீரில் கரைகின்றன ஒரு லிட்டர் நீர் 20°Cல் 8 கி. $Sr(OH)_2$-ம், 38 கி. கி. $Ba(OH)_2$-யும் கரையச் செய்கிறது; ஆனால் அதே வெப்ப நிலையில் $Ca(OH)_2$-ன் கரைதிறன் 1.56 கி./லி.ஆகும். $Ba(OH)_2$-ன் தெவிட்டிய கரைசல் **பெரைட்டா நீர்** எனப்படும். இது சோதனைச் சாலையில் நல்ல ஒரு கரணியாகப் பயன்படுகிறது. பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் கரைசலை ஆவியாக்கினால், $Ba(OH)_2 \cdot 3H_2O$, படிகங்கள் வெளிப்படுகின்றன.

ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் **பேரியம் உப்புகள்**: இவை கால்சியம் உப்புகளுடன் மிகவும் ஒத்துள்ளன. இவற்றின் கார்பனேட்டு களும் சல்ஃபேட்டுகளும் $SrCO_3$, $BaCO_3$ $SrSO_4$ மற்றும் $BaSO_4$ நீரில் கரைவதில்லை. கரைசலில் Sr^{2+} அயனிகளும் Ba^{2+} அயனி களும் CO_3^{2-} மற்றும் SO_4^{2-} அயனிகளைச் சந்திக்கும்போது வீழ் படிவடைகின்றன. இவ்வுப்புகளின் கரையாத இப்பண்பு பகுப் பாய்வில் இவற்றைப் பிற உலோகங்களிலிருந்து பிரித்தெடுப் பதற்குப் பயன்படுகிறது.

மூன்று உலோகங்களையும் வேறுபடுத்தி அறிய ஒரு சிறந்த பண்பாக இருப்பது இவற்றின் ஆவியாகும் உப்புகள் புகை யில்லாத சுடருக்குத் தரும் நிறமாகும். கால்சியம் உப்புகள் சுடருக்கு செங்கல் சிவப்பு நிறத்தையும், ஸ்ட்ரான்சியம் உப்புகள் ஸ்கார்லட் சிவப்பு நிறத்தையும் மற்றும் பேரியம் உப்புகள் மஞ்சள் கலந்த பச்சை நிறத்தையும் தருகின்றன.

சிங்க் துணைத் தொகுதியின் தனிமங்களான **சிங்க் காட்மியம்** மற்றும் **மெர்க்குரி** ஆகியவை, இவற்றினுடைய அணுக் களின் வெளிஷெல்களில் 2 எலெக்ட்ரான்களையும் ஈற்றயல் ஷெல் களில் 18 எலெக்ட்ரான்களையும் பெற்றிருப்பதில் சிறப்புப் பெறுகின்றன. இவற்றால் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்ள முடியாமல் இருந்தபோதிலும் இவற்றின் உலோகப்பண்புகள் இரட்டைத் துணைத் தொகுதியைச் சார்ந்த கார-மண் உலோகங் களினுடையதைவிட மிகக் குறைவாகவே உள்ளன. இவை குறைந்த வலுவுடையவை; ஏற்றம் அடைவது கடினமாக நிகழ்

கிறது. சாதாரண வெப்பநிலைகளில் நீருடன் வினைபுரிவதில்லை இவற்றின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் நீரில் கரைவதில்லை; இவை கார மண் ஹைட்ராக்ஸைடுகளை விட குறைந்த வலுவுடைய காரங்களாக உள்ளன; சிங்க் ஹைட்ராக்ஸைடு ஈரியல்பு பண்பைப் பெற்றுள்ளது.

சிங்க் துணைத் தொகுதியின் எல்லாத் தனிமங்களும் ஈரிணைதிறனுடையவைகளாகும்; மெர்க்குரி ஓரிணைதிறனுடனும் பல சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.

214. சிங்க் (சின்கம்) : அணு எடை 65.37

சிங்கைப் பிரித்தெடுப்பதற்குப் பயன்படும் மிக முக்கிய இயற்கைச்சேர்மங்கள், ஸ்மித்சோனைட் அல்லது உலர்ந்த டோன் $ZnCO_3$ மற்றும் சஃபாலெரைட் அல்லது சிங்க் பிலண்டு ZnS ஆகிய கனிமங்களாகும். பூமியின் மேலோட்டில் சிங்கின் மொத்த அளவு *0.02%* எடையளவாகும்.

சிங்க் துணைத்தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
சிங்க் ...	Zn	*65·37*	*30*	*2*	*8*	*18*	*2*		
காட்மியம் ...	Cd	*112·40*	*48*	*2*	*8*	*18*	*18*	*2*	
மெர்க்குரி ...	Hg	*200·59*	*80*	*2*	*8*	*18*	*32*	*18*	*2*

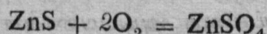
USSR-ல், காசாகஸ்தான், யுரேல்ஸ், வடக்கு காவ்காஸஸ், சைபீரியா மற்றும் தொலை கிழக்கிலும் சிங்க் படிவுகள் காணப் படுகின்றன.

பெரும்பாலான கிங்க் தாதுக்கள் குறைந்த அளவிலேயே சிங்கைப் பெற்றுள்ளன. எனவே இவற்றை அடர்ப்பிக்க வேண்டியது அவசியமாகிறது. அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாதுவை பல அடுக்குகளைக் கொண்ட அடுப்புகளில் அல்லது செங்குத்தான உலைகளில் இட்டு வறுத்தால் சிங்க் சல்ஃபைடு சிங்க் ஆக்ஸைடாக மாற்றப்படும்.



$$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2$$

அல்லது,



$$ZnS + 2O_2 = ZnSO_4$$

சமீப காலத்தில் ‘பாய்மமான-படுக்கை’ (fluidized-bed) வறுத்தல் முறை சிங்க் தாதுக்களுக்கு பெரிதும் பயன்படுத்தப்

பட்டு வருகிறது. மிகவும் நுண் தூளாக்கப்பட்ட திண்மங்களின் 'பாய்ம-திண்ம' வினைமுறை பல்வேறு தொழில் துறைகளில் இப்போது வெகுவாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இம்முறை பின்கண்டவற்றை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது. ஒரு கீற்றணி மீது அமைந்தவாறு உள்ள பொடியாக்கப்பட்ட ஒரு பொருளின் படுக்கையின் ஊடே மேல் நோக்கியவாறு, படுக்கையினூடே நன்கு புகுந்து கலக்கும் அளவிற்கு போதுமானதாகக் காற்றை (அல்லது வேறொரு வாயு) செலுத்த வேண்டும்; இதனல் பொருள் பாய்மத்தைப் போல் ஓடும் தன்மையைப்பெறுகிறது. இப்போது பொருளை **பாய்மதிண்ம** நிலையில் உள்ளது என்றும் படுக்கையை பாய்மமான படுக்கை என்றும் கூறுகிறோம்.

திண்மத்திற்கும் வளிமத்திற்கும் மிக நெருங்கிய பரிசம் காரணமாக பாய்மமான படுக்கையில் வேதியிய வினைகள் மிக விரைவாக நிகழ்கின்றன. சிங்க் தொழிற்சாலைகளில் பாய்மமான படுக்கையைப் பயன்படுத்தியதன் காரணமாக 'அதன் உற்பத்தி **3-4** மடங்கு அளவிற்கு உயர்ந்து பெறப்படும் சிங்கின் அளவு அதிகரிக்கலாயிற்று.

இம்முறை, சல்ஃபைடு தாதுக்கள் மற்றும் அடர்வுகளை வறுப்பதற்கும், குறைந்த கொதிநிலையுடைய உலோகங்களைக் காய்ச்சி வடிப்பதற்கும், பல்வேறு பொருள்களைக் குளிர்விப்பதற்கும் மற்றும் குளோரினேற்றம் பெறச் செய்வதற்கும் மிகவும் உகந்ததாக உள்ளது. வறுக்கப்பட்ட அடர் தாதுவிலிருந்து காய்ச்சி வடித்தோ அல்லது மின்னாற்பகுத்தோ சிங்க் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

1,300—1,400°C-ல் சிங்க் தாதுவை வறுத்து பின் நிலக்கரியுடன் சேர்த்து ஒடுக்கும்போது சிங்க் ஆவியாகிச் செல்வதை அடிப்படையாகக் கொண்டது முதல் முறை சிங்க் ஆவி மட்பாண்ட சேகரிப்பான்களில் சுருங்கச் செய்யப்படுகிறது. சிங்கின் ஒரு பகுதி சேகரிப்பானின் சுவர்கள் மீது சிங்க் ஆக்ஸைடுடன் கலந்து உலோகப் பொடியாகப் (சிங்க் தூசு) படிகிறது; ஆனல் பெரும்பாலான சிங்க் நீர்மமாக சேகரிப்பானின் அடிப்பாகத்தில் சேகரமடைகிறது; இதிலிருந்து சிங்க் வார்த்தெடுக்கப்படுகிறது.

இரண்டாவது முறை, சிங்க் சல்ஃபேட்டிலிருந்து சிங்கை மின்முறையில் படியச் செய்வதை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது. சிங்க் சல்ஃபேட்டைப் பெறுவதற்கு வறுக்கப்பட்ட சிங்க் அடர்வுகள் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்யப்படு

கின்றன. மின்பகுப்பு முறையில் கிடைக்கும் சிங்க் காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் கிடைப்பதைவிட மிகத்தூயதாகவும் மலிவான தாகவும் உள்ளது.

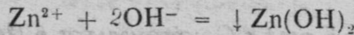
சிங்க் ஒரு நீலம் கலந்த வெண்மையான உலோகம். அடர்த்தி 7·14 கி./செ.மீ.[3] உருகுநிலை 419°C; 913°C-ல் ஆவியாகிறது. ஆனல் 100 அல்லது 110°C-ல் இது நன்கு வளைந்து கொடுக்கக் கூடிய தாக மாறுகிறது; தகடுகளாக மாற்ற முடிகிறது. காற்றில் சிங்க் மீது ஒரு ஆக்ஸைடு அல்லது கார கார்பனேட் படலம் படிகிறது; இது, சிங்கை மேலும் ஏற்றம் அடையாதவாறு பாதுகாக்கிறது. சிங்க் emf வரிசையில் ஹைட்ரஜனைவிட அதிக உயரத்தில் இருந்த போதும், நீரினல் பாதிக்கப்படுவதில்லை. இதற்குக் காரணம், சிங்க் நீருடன் வினைபுரியும்போது உண்டாகும் ஹைட்ராக்ஸைடு கரையாமல் அதன் பரப்பின்மீது படிந்து மேலும் வினை நிகழாமல் தடுப்பதேயாகும். ஆனல் நீர்த்த அமிலங்களில் சிங்க் எளிதில் கரைந்து உப்புகளை உண்டாக்கு கிறது. மேலும், பெரிலியம் மற்ற பிற உலோகங்களின் ஈரியல்பு ஹைட்ராக்ஸைடுகளைப் போல சிங்கும் காரங்களில் கரைகிறது. சிங்கைக் காற்றில் அதன் கொதிநிலைக்குச் சூடு செய்தால், இதன் ஆவி தீப்பிடித்து பச்சை கலந்த வெண்மை நிற சுடருடன் எரிந்து சிங்க் ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது.

சிங்கின் பயன்கள் பலவகைப்படும். உற்பத்தி செய்யப்படும் சிங்கில் பாதிக்குமேல் அயர்ன் துருப்பிடிக்காமல் இருக்கும் பொருட்டு அதன்மீது பூசுவதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. கால்வானிக் மின்கலன்கள் மற்றும் பல்வேறு உலோகக் கலவை களை (பித்தளை) உற்பத்தி செய்வதற்கு பெருமளவில் சிங்க் பயன் படுகிறது.

1962-ல் சிங்கின் உலக உற்பத்தி (USSR சேர்க்கப்படாமல்) 2·6 மில்லியன் டன்களாகும்.

சிங்க் ஆக்ஸைடு ZnO: இது ஒரு இளகிய வெண்மை நிறத் தூள்; சூடு செய்தால் மஞ்சள் நிறத்தைப் பெறுகிறது. குளிரச் செய்தால் மீண்டும் வெண்மை அடைகிறது. சிங்க் ஆக்ஸைடு வெண்மை நிற எண்ணெய் வண்ணத்தைத் தயாரிக்கப் பயன் படுகிறது; மருத்துவத்திலும், ஒப்பனைப் பொருள்களை (பல்வேறு களிம்புகளை) தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. உற்பத்தி செய்யப்படும் சிங்க் ஆக்ஸைடில் பெரும்பகுதி ரப்பர் தொழிற் சாலையில் ஒரு ரப்பர் நிரப்பியாகப் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

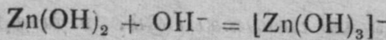
சிங்க் ஹைட்ராக்ஸைடு $Zn(OH)_2$: சிங்க் உப்புக் கரைசல்கள் காரங்களுடன் வினைபுரியும்போது $Zn(OH)_2$ ஒரு வெண்மைநிற வீழ்படிவாகத் தோன்றுகிறது.



$$Zn^{2+} + 2OH^- = \downarrow Zn(OH)_2$$

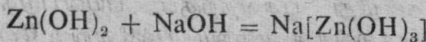
வீழ்படிவு எளிதில் அமிலங்களில் கரைந்து சிங்க் உப்புகளை (எடுத்துக்காட்டாக $ZnCl_2$) உண்டாக்குகிறது; ஆனால் காரங்களிலும் கரைந்து **சிங்கேட்டுகளை,** சிங்கிக் அமிலத்தின் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. எனவே சிங்க் ஹைட்ராக்ஸைடு ஈரியல்புடையது.

சிங்கேட்டுகள் Na_2ZnO_2 என்ற வாய்பாட்டிற்கு இசைந்த இயைபைப் பெற்றிருப்பதாக முன்பு கருதப்பட்டது. ஆனால் தற்போது இவை $[Zn(OH)_3]^-$ அணைவு அயனியைக் கொண்டுள்ள உப்புகள் எனப்படுகின்றன. இதுபோன்ற உப்புகளை SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, NO_3^- போன்ற எதிர்மின் அயனிகளையுடைய உப்புகளினின்று வேறுபடுத்திக் காட்டும் பொருட்டு **ஹைட்ராக்ஸி உப்புகள்** என்கிறோம்; மாறாக மேற்குறிப்பிட்ட எதிர்மின் அயனிகளைக் கொண்ட உப்புகளை **ஆக்ஸிஉப்புகள்** என்கிறோம். ஹைட்ராக்ஸைடுகளை மிகையளவு காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்து ஹைட்ராக்சி உப்புகள் பெறப்படுகின்றன; அணைவுச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன.



$$Zn(OH)_2 + OH^- = [Zn(OH)_3]^-$$

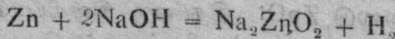
அல்லது மூலக்கூறு வடிவில்,



$$Zn(OH)_2 + NaOH = Na[Zn(OH)_3]$$

வேறு சில ஈரியல்பு ஹைட்ராக்ஸைடுகளைக் காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்யும்போது இதனை ஒத்த ஹைட்ராக்சி உப்புகள் உண்டாகின்றன.

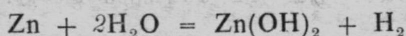
உலோக சிங்கைக் காரங்களில் கரைக்கும்போதும் சிங்கேட்டுகள் உண்டாகின்றன. இவ்வினை பொதுவாகக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடப்படுகிறது.



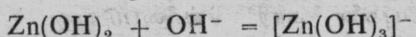
$$Zn + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2$$

உண்மையில், வினையின் போக்கு மாறாக உள்ளது. முன்பே கூறியபடி, உலோக சிங்க், அதன்மீது படிந்து வினையை மேலும் நிகழாதவாறு தடுக்கும் $Zn(OH)_2$ ஏடு உண்டாவதன் காரணமாக நீருடன் வினைபுரிவதில்லை. ஆனால் காரங்கள் $Zn(OH)_2$-ஐ கரைத்து அதனை அணைவு எதிர்மின் அயனியாக $[Zn(OH)_3]^-$ மாற்றுகின்றன; மற்றும் சிங்க் e m f வரிசையில் அதன் இடத்

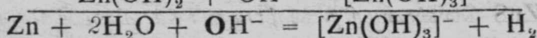
திற்குத் தக்கபடி நீரிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யத் தொடங்குகிறது. எனவே, ஒரு காரக் கரைசல் சிங்குடன் வினைபுரியும்போது ஹைட்ரஜன் வெளிப்படுவதற்கு சிங்குக்கும் நீரின் ஹைட்ரஜன் அயனிக்கும் இடையே நிகழும் வினையே காரணமாகும்; சிங்குக்கும் காரத்தின் ஹைட்ராக்சில் அயனிக்கும் இடையே நிகழும் வினை காரணமல்ல; காரம் உண்டாகும் சிங்க் ஹைட்ராக்ஸைடை கரைய மட்டும்தான் செய்கிறது.



$$Zn + 2H_2O = Zn(OH)_2 + H_2$$

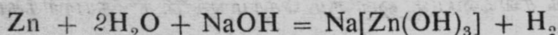


$$Zn(OH)_2 + OH^- = [Zn(OH)_3]^-$$



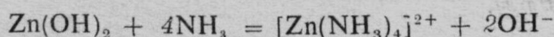
$$Zn + 2H_2O + OH^- = [Zn(OH)_3]^- + H_2$$

அல்லது மூலக்கூறு வடிவில்,



$$Zn + 2H_2O + NaOH = Na[Zn(OH)_3] + H_2$$

சிங்க் ஹைட்ராக்ஸைடு $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ என்ற அணைவு அயனி உண்டாவதன் காரணமாக அம்மோனியா கரைசலிலும் கரைகிறது.



$$Zn(OH)_2 + 4NH_3 = [Zn(NH_3)_4]^{2+} + 2OH^-$$

சிங்கின் மிக முக்கிய உப்புகள் :

1. **சிங்க் சல்ஃபேட் $ZnSO_4$:** இது நீர் கரைசலினின்று, $ZnSO_4 7H_2O$ இயைபுடைய படிக ஹைட்ரேட்டாக வெளிப்படுகிறது. இவ்வடிவில் இதனை **வெண்மைத் துத்தம்** என்கிறோம். இது சாயம் ஊட்டுவதிலும் பருத்தி துணியில் அச்சிடுவதற்கும், மின்பகுப்பு முறையில் உலோக சிங்கைத் தயாரிப்பதற்கும் மற்றும் மருத்துவத்தில் சவ்வுகளைச் சுருங்கச் செய்யும் மருந்தாகவும் பயன்படுகிறது. பிற சிங்க் சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கு இது ஒரு தொடக்கப் பொருளாகவும் உள்ளது.

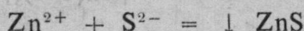
2. **சிங்க் குளோரைடு $ZnCl_2$:** இவ்வுப்பின் கரைசல்கள் தூங்கும் ரயில் வண்டிகளில் அழுகிய நாற்றத்தைப் போக்குவதற்குப் பயன்படுகின்றன. $ZnCl_2$ உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைப்பதிலும் பயன்படுகிறது. இது உருக்கிப் பிணைக்க வேண்டிய பகுதிகளை ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து சுத்தம் செய்து பிணைக்கும்போது உலோகம் ஏற்றம் அடைவதைத் தடுக்கிறது.

சில சிங்க் குளோரைடு தாவர பார்ச்மெண்ட் காகிதத்தைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது. வெட்டி அளவு செய்யப்படாத காகிதத்தைச் சிங்க் குளோரைடின் அடர் கரைசலுடன் வினை

புரியச் செய்தால், இது காகிதப் பரப்பின் மீது உள்ள செல்லு லோஸை சிதையச் செய்கிறது; சிதைவினால் விளைந்த பொருள்கள் காகிதத்தின் நுண் துளைகளை நிரப்புகின்றன. பிறகு காகிதத்தை நன்கு கழுவி, மென்மையாகவும் நெகிழ்வுடையதாகவும் இருக்கச் செய்யும் பொருட்டு கிளிசரின் கரைசலுடன் வினைபடுத்தப் படுகிறது.

3. சிங்க் சல்ஃபைடு ZnS: வெண்மைநிறங்கொண்ட உலோக சல்ஃபைடுகள் சிலவற்றுள் இச் சேர்மமும் ஒன்று.

சிங்க் உப்புகளை கார சல்ஃபைடுகளுடன் வினைபுரியச் செய்தால் ZnS வெண்மைநிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.



$$Zn^{2+} + S^{2-} = \downarrow ZnS$$

சிங்க் சல்ஃபைடு ஒளிரும் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கப் பயன் படுகிறது.

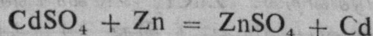
சிங்க் சல்ஃபைடும் பேரியம் சல்ஃபேட்டும் கலந்த கலவை **லித்தோபோன்** எனப்படும் ஒரு வெண்ணிற வண்ணமாகப் பயன்படுகிறது.

215. காட்மியம்: அணு எடை 112.40.

காட்மியம் பண்புகளில் சிங்கைப் பெரிதும் ஒத்துள்ளது; இது சிங்குடன் சேர்ந்த நிலையில் இயற்கை சேர்மங்களில் காணப் படுகிறது.

காட்மியம் சிங்கைவிட மிகக் குறைந்த அளவே காணப்படு கிறது; பூமியின் மேலோட்டில் இதன் அளவு $5 \times 10^{4-}$% எடை யளவில் காணப்படுகிறது.

சிங்க் உற்பத்தி செய்யும்போது உண்டாகும் கழிவுகளை சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து, கிடைக்கும் கரைசலிலிருந்து காட்மியத்தை சிங்கினால் இடப்பெயர்ச்சி அடையச் செய்து காட்மியம் தயாரிக்கப்படுகிறது.



$$CdSO_4 + Zn = ZnSO_4 + Cd$$

கிடைக்கும் விளைபொருளை சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் மீண்டும் கரைத்துப் பின் அது மின்னாற் பகுப்பு முறையில் தூய்மை செய்யப்படுகிறது.

தனி நிலையில் காட்மியம் ஒரு வெண்மைநிற உலோகம். அடர்த்தி 8.65 கி./செ.மீ³. உருகுநிலை 321°C. e m f வரிசையில்

காட்மியம் சிங்கிற்குக் கீழாகவும் ஆனால் ஹைட்ரஜனுக்கு மேலேயும் உள்ளது; எனவே ஹைட்ரஜனை அமிலங்களிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

உலோக காட்மியம் மின் பொறியியலில் உராய்விற்கு உட்படும் காப்பர் கம்பிகளை (எடுத்துக்காட்டாக, டிராம், பார வண்டி கம்பிகள்) செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. காப்பருடன் காட்மியத்தைச் சேர்ப்பது காப்பரின் இயந்திரப் பண்புகளை வளமாக்குகிறது; கம்பிகளை நீடித்து உழைக்கச் செய்து அதே சமயத்தில் மிகக் குறைந்த அளவில் காப்பரின் மின் கடத்தும் திறனைக் குறைக்கிறது. உருகும் உலோகக் கலவைகளில் காட்மியமும் ஒரு பகுதிப் பொருளாக உள்ளது; எடுத்துக் காட்டாக தானே இயங்கும் தீ அணைக்கும் கருவிகளில் பயன் படுகிறது, மாதிரி உலோகக் கலவைகள் நீடித்து உழைக்கும் பொருட்டு அவற்றுடன் காட்மியம் சேர்க்கப்படுகிறது; காட்மியம் லெட்-டின் பற்றுசுடனும் (Solder) சேர்க்கப்படுகிறது. அயர்ன் மீது பூசுவதற்குக் காட்மியம் மிகுதியாகப் பயன்படுகிறது. காட்மியம் கார சேமிப்பு மின்கல அடுக்குகளிலும் பயன்படுகிறது.

காட்மியம் நியூட்ரான்கள் மீது அதிக நாட்டம் கொண்டிருக்கும் காரணத்தினால், அணு உலைகளில் சங்கிலித் தொடர்வினையின் வேக வீதத்தைச் சீராக்குவதற்கு காட்மியம் தண்டுகள் பயன் படுகின்றன.

நன்றாகச் சூடு செய்தால், காட்மியம் எரிந்து பழுப்பு நிற **காட்மியம் ஆக்ஸைடு CdO** உண்டாகிறது.

சிங்க் ஹைட்ராக்ஸைடைப் போல் அல்லாமல், **காட்மியம் ஹைட்ராக்ஸைடு $Cd(OH)_2$** காரங்களில் கரைவதில்லை; இது இதன் காரத்தன்மையைக் காட்டுகிறது.

காட்மியத்தின் மிக முக்கிய சேர்மம் **காட்மியம் சல்ஃபை** டாகும் CdS. காட்மியம் உப்புக் கரைசல்களினூடே ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்தினால் காட்மியம் சல்ஃபைடு மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாகத் தோன்றுகிறது. காட்மியம் சல்ஃபைடு ஒரு சிறந்த மஞ்சள் நிற வண்ணமாகப் பயன்படுகிறது.

216. மெர்க்குரி (ஹைட்ரார்ஜேரம்): அணு எடை: 200·59.

இயற்கையில் மெர்க்குரி அதிகமாகக் காணப்படு வதில்லை; பூமியின் மேலோட்டில் இதன் அளவு

எடையளவில் $5 \times 10^{-6}\%$ ஆகும். மெர்க்குரி தனி நிலையில் காணப்படுவது அரிதே; ஆனால் இயற்கையில் இது முக்கியமாக **சின்னபார்** எனப்படும் சல்ஃபைடு தாதுவாக **HgS** காணப்படு கிறது. இக் கனிமம் பிரகாசமான சிவப்பு நிறமுடையது; இது ஒரு சிவப்பு வண்ணமாகப் பயன்படுகிறது.

சின்னபாரின் வளமான படிவுகள் ஸ்பெயின் (அல்மேடன்) நாட்டில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளது. இங்கு உலக மெர்க்குரி வளங்களில் 80% காணப்படுகிறது. அல்மேடன் என்ற இடத்தில் B.C. 300-லிருந்தே மெர்க்குரி வெட்டியெடுக்கப்படுகிறது. முதலாளித்துவ நாடுகளில் மெர்க்குரியின் உற்பத்தி ஆண்டிற்கு 5,000 டன்களாகும்; இதில் ஸ்பெயின் மற்றும் இத்தாலி நாடு களின் உற்பத்தி மூன்றில் இரண்டு பங்கிற்கும் அதிகமாகும் USSR-ல் மெர்க்குரி தாதுக்கள் பல ஆண்டுகளாக டோனெட்ஸ் பேசினில் வெட்டி எடுக்கப்பட்டு வருகிறது.

சின்னபாரை சிறப்பான உலைகளிலிட்டு எளிய முறையில் வறுத்து உலோக மெர்க்குரி பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. சல்ஃபர் எரிந்து சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. மெர்க்குரி ஆவியாக வெளி வருகிறது. இது குளிர்ந்த கொள்கலன்களில் சுருங்கும்படிச் செய்யப்படுகிறது.



$$HgS + O_2 = Hg + SO_2$$

மெர்க்குரி ஒன்று மட்டும்தான் சாதாரண வெப்பநிலைகளில் நீர்ம உலோகமாக இருக்கிறது. இது -38.87°C-ல் உறைகிறது; கொதிநிலை 356.58°C. அடர்த்தி 13.546 கி./செ.மீ^{3}.

உலோக மெர்க்குரி பலவகைகளில் பயன்படுகிறது. இது பாரமானிகள், வெப்பமானிகள் போன்ற பல்வேறு இயற்பியல் கருவிகளில் நிரப்புவதற்குப் பயன்படுகிறது, இதன் மிக உயர் அடர்த்தி காரணமாக, வாயுக்கள் பங்கு பெறும் பல சோதனை களுக்கு இது மிகவும் இன்றியமையாததாக உள்ளது. தூண்டி வெடிக்கும் வெடிப் பொருளின் வத்திகளில் நிரப்புவதற்குத் தேவைப்படும் மெர்க்குரி வெடிப்பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்கு மெர்க்குரி பெருமளவில் பயன்படுகிறது. தனிநிலை கோல்டை அதன் அலோகக் கலப்புப் பொருள்களிலிருந்து பிரித்தெடுப்ப தற்கும் மெர்க்குரி பயன்படுகிறது.

மெர்க்குரி பல உலோகங்களைக் கரைத்து நீர்ம அல்லது திண்ம உலோகக் கலவைகளை உண்டாக்கக் கூடியதாக உள்ளது. இவற்றை **இரசக் கலவைகள்** (amalgams) என்கிறோம். மெர்க்குரி

உலோகங்களுடன் இவ்வாறு கூடும்போது பல்வேறு வேதியியச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன.

சோடியம் இரசக் கலவை ஓர் ஒடுக்கும் கரணியாகப் பெரிதும் பயன்படுகிறது. டின் மற்றும் சில்வர் இரசக் கலவைகள் பற்களை நிரப்புவதற்குப் பயன்படுகின்றன.

கோல்டு மிக எளிதில் இரசக் கலவையாகிறது; எனவே, கோல்டு பொருள்களை மெர்க்குரியுடன் பரிசம் பெறுமாறு பயன் படுத்தக்கூடாது. அயர்ன் இரசக் கலவையைத் தருவதில்லை. எனவே மெர்க்குரியை அயர்ன் கலன்களில் எடுத்துச் செல்லலாம்.

வாணிப முறையில் பயன்படும் மெர்க்குரியில் உலோக மாசுக்கள் உள்ளன; இதனை மெர்க்குரி நைட்ரேட் கரைசலுடன் சேர்த்து குலுக்குவதன் மூலம் இதிலுள்ள பெரும்பாலான மாசுக்களை நீக்கிவிடலாம். இவ்வாறு செய்தால், emf வரிசையில் மெர்க்குரிக்கு மேலாக உள்ள எல்லா உலோகங்களும் கரை சலுக்குள் சென்றுவிடுகின்றன; அப்போது இவை கரைசலி லிருந்து சமான அளவு மெர்க்குரியை இடப்பெயர்ச்சி செய் கின்றன. குறைந்த அழுத்தத்தில் காய்ச்சி வடித்து மெர்க்குரியை முழுவதுமாக தூய்மைப் படுத்த முடிகிறது.

மெர்க்குரி ஆவிகள் மிகவும் மயக்கத்தையும் நச்சுத் தன்மை யையும் தருவன; சாதாரண வெப்பநிலைகளில் உண்டாகும் மிக மிகக் குறைந்த அளவு மெர்க்குரி ஆவியும் இதற்குப் போதுமான தாகும். எனவே, மெர்க்குரியைப் பயன்படுத்தும்போது அது தரையில் விழாதபடி மிகவும் கவனமாகப் பார்த்துக் கொள்ள வேண்டும்.

சிங்க் துணைத் தொகுதியில் மிகவும் வலிமை குறைந்த உலோகம் மெர்க்குரியே; இதிலிருந்து எலெக்ட்ரான்கள் பிரிவது பிறவற்றிலிருந்து பிரிவதைவிடக் கடினமாகும். நீர்த்த சல்ஃபூரிக் மற்றும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலங்களோ அல்லது காரங்களோ மெர்க்குரியை பாதிப்பதில்லை. மெர்க்குரி எளிதில் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைகிறது. சூடு செய்தால் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் மெர்க்குரியைக் கரைக்கிறது.

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் மெர்க்குரி காற்றில் ஏற்றம் அடைவதில்லை. இதன் கொதி நிலையை நெருங்கும் அளவிற்கு நீண்ட நேரம் சூடு செய்தால் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி சிவப்பு **மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு HgO** உண்டாக்குகிறது. இதனை மேலும்

தீவிரமாகச் சூடு செய்தால் மெர்க்குரியாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைந்து விடுகிறது. மெர்க்குரி ஆக்ஸிஜனுடன் **மெர்க்குரஸ் ஆக்ஸைடு** Hg_2O என்னும் ஒரு கருப்புநிற சேர்மத்வையும் உண்டாக்குகிறது. எனவே, மெர்க்குரி ஈரிணை அல்லது ஓரிணை திறனுடையதாக இருக்கலாம்; இதன்படி இரண்டு வகை உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. ஈரிணைதிறன் மெர்க்குரியைக் கொண்ட உப்புகள் **மெர்க்குரிக் உப்புகள்** என்றும் ஓரிணைதிறன் மெர்க்குரியைக் கொண்ட உப்புகள் **மெர்க்குரஸ் உப்புகள்** என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.

மெர்க்குரஸ் சேர்மங்களில் (Hg_2O போன்ற) மெர்க்குரி ஓரிணைதிறன் உலோகமாக புறத்தே தோன்றினும், இது போன்ற எல்லா சேர்மங்களிலும் மெர்க்குரி அணுக்கள் ஈரிணை திறன் தொகுதிகளாக —Hg_2— அல்லது —Hg—Hg— இணைக்கப்பட்டுள்ளன என நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. எனவே, மெர்க்குரஸ் சேர்மங்களில் மெர்க்குரி ஈரிணைதிறனைப் பெற்றுள்ளது. ஆனால் ஒவ்வொரு மெர்க்குரி அணுவினுடைய இணைதிறன் பிணைப்புகளிலும் ஏதேனும் ஒன்று அதனை வேறொரு மெர்க்குரி அணுவுடன் இணைத்துக் கொள்ள பயன்படுத்தப்படுகிறது. இவ்விணைப்பு மெர்க்குரஸ் உப்புகளின் கரைசல்களில் நிலவுகிறது; இவை Hg^+ அயனியைவிடச் சிறப்பாக Hg_2^{2+} அயனியையே பெற்றுள்ளன.

எனவே, ஓரிணை திறன் அமில உறுப்புகளைக் கொண்ட (R என குறிப்பிட்டால்) மெர்க்குரஸ் உப்புகளின் இயைபு H_2gR_2 என்ற வாய்பாட்டால்தான் தெரிவிக்கப்பட வேண்டும் (எடுத்துக்காட்டு: Hg_2Cl_2); HgR என்று தெரிவிக்கப்படக்கூடாது (HgCl).

மெர்க்குரி, ஹைட்ராக்ஸைடுகளைத் தருவதில்லை. இது இதன் சிறப்புப் பண்புகளில் ஒன்றாகும். ஹைட்ராக்ஸைடுகள் உண்டாவதை எதிர்பார்க்கும்போதெல்லாம் நீரற்ற ஆக்ஸைடுகளே உண்டாகின்றன. சான்றாக, மெர்க்குரஸ் உப்புகளின் கரைசல்களுடன் காரங்களைச் சேர்த்தால், பழுப்பு கலந்த கருப்பு நிற மெர்க்குரஸ் ஆக்ஸைடு வீழ்படிவடைகிறது.



$$Hg_2^{2+} + 2OH^- = \downarrow Hg_2O + H_2O$$

இதுபோன்றே, காரங்கள் மெர்க்குரிக் உப்புகளின் கரைசல்களிலிருந்து மெர்க்குரிக் ஹைட்ராக்ஸைடை வீழ்படிவு பெறச் செய்யாது, மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடை வீழ்படிவு பெறச் செய்கின்றன.

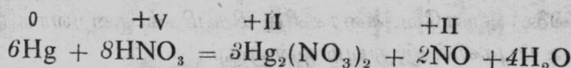


$$Hg^{2+} + 2OH^- = \downarrow HgO + H_2O$$

கிடைக்கும் வீழ்படிவு மஞ்சள் நிறமுடையது; ஆனுல் சூடு செய்தால் சிவப்புநிற மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

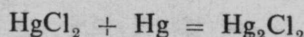
மெர்க்குரியின் மிக முக்கிய உப்புகள்:

1. **மெர்க்குரி நைட்ரேட் (I)** அல்லது **மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட் $Hg_2(NO_3)_2$:** இது ஓரிணைதிறன் மெர்க்குரியின் கரையும் சில உப்புகளுள் ஒன்ருகும். நீர்த்த குளிர்ந்த நைட்ரிக் அமிலத்தை மிகையளவு மெர்க்குரியுடன் விணைபுரியச் செய்து இது பெறப் படுகிறது.



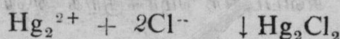
$$\overset{0}{6Hg} + 8H\overset{+V}{N}O_3 = 3\overset{+II}{Hg_2}(NO_3)_2 + 2\overset{+II}{N}O + 4H_2O$$

2. **மெர்க்குரி குளோரைடு (I)** அல்லது **மெர்க்குரஸ் குளோரைடு, Hg_2Cl_2:** இதனை **கலோமல்** என்றும் கூறுவர். இதனைத் தயாரிப்பதற்கு மெர்க்குரிக் குளோரைடும் மெர்க்குரியும் கலந்த கலவை சூடு செய்யப்படுகிறது.



$$HgCl_2 + Hg = Hg_2Cl_2$$

கரையும் மெர்க்குரஸ் உப்புகளை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் அல்லது சாதாரண உப்புடன் விணைபுரியச் செய்தும் கலோமலை உண்டாக்கலாம்:



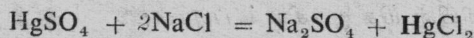
$$Hg_2^{2+} + 2Cl^- \quad \downarrow Hg_2Cl_2$$

கலோமல் மருத்துவத்தில் மலமிளக்கி மருந்தாகப் பயன் படுகிறது.

3. **மெர்க்குரி நைட்ரேட் (II)** அல்லது **மெர்க்குரிக் நைட்ரேட், $Hg(NO_3)_2$:** சூடான நைட்ரிக் அமிலத்தை மிகு அளவில் மெர்க்குரியுடன் விணைபுரியச் செய்து இச்சேர்மம் பெறப்படுகிறது. நீரில் நன்ருகக் கரைகிறது. இதற்குரிய அமிலம் இல்லாத நிலையில் இதன் நீர்த்த கரைசல்களில் இது எளிதில் நீரால் பகுப்படைந்து கார உப்பின் $HgO.Hg(NO_3)_2$ வெண்மைநிற வீழ்படிவை உண்டாக்குகிறது. மிகு அளவு நீருடன் சேர்த்து சூடு செய்யும் போது கார உப்பும் சிதைந்து, மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

4. **மெர்க்குரி குளோரைடு (II), மெர்க்குரிக் குளோரைடு $HgCl_2$** அல்லது **அரிக்கும் பதங்கம்:** மெர்க்குரியைக் குளோரினுடன் நேரிடையாகக் கூடும்படிச் செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு நிறமற்ற பொருள்; குளிர்ந்த நீரில் மிகக் குறைந்த அளவே கரைகிறது; கரைசலிலிருந்து நீண்ட பொலிவுடைய

பட்டகங்களாக வெளிப்படுகிறது. பொதுவாக மெர்க்குரிக் சல்ஃபேட்டை சாதாரண உப்புடன் சூடு செய்து இது தயாரிக்கப் படுகிறது.



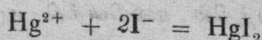
$$HgSO_4 + 2NaCl = Na_2SO_4 + HgCl_2$$

இவ்வாறு உண்டான அரிக்கும் பதங்கம் ஆவியாகவோ அல்லது பதங்கமாகவோ செய்கிறது; எனவேதான் இதற்கு இப் பெயர் வந்தது.

அரிக்கும் பதங்கத்தின் நீர் கரைசல் மின்சாரத்தைக் கடத்து வதில்லை. எனவே, கரைசலில் மிக் மிகக் குறைவாக அயனியாகும் சில உப்புகளில் இதுவும் ஒன்றாகும்.

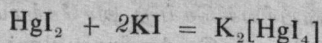
அரிக்கும் பதங்கம் எல்லா கரையும் மெர்க்குரி உப்புகளைப் போலவே தீவிர நச்சுத் தன்மையுடையது. இதன் மிக நீர்த்தக் கரைசல்கள் (*1:1000*) மருத்துவத்தில் தொற்று நீக்கிகளாகப் பயன்படுகின்றன.

5. மெர்க்குரி அயோடைடு (II) அல்லது **மெர்க்குரிக் அயோடைடு HgI_2**: ஈரிணை திறன் மெர்க்குரியின் ஏதேனும் ஒரு உப்புடன் பொட்டாசியம் அயோடைடுக் கரைசலைச் சேர்த்தால் அழகான ஆரஞ்சு சிவப்புநிற மெர்க்குரிக் அயோடைடு வீழ்படி வடைகிறது.



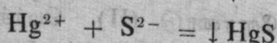
$$Hg^{2+} + 2I^- = HgI_2$$

வீழ்படிவு, மிகை அளவு பொட்டாசியம் அயோடைடுக் கரைசலில் எளிதில் கரைந்து ஒரு நிறமற்ற அணைவு உப்பின் $K_2[HgI_4]$ கரைசலை உண்டாக்குகிறது.



$$HgI_2 + 2KI = K_2[HgI_4]$$

6. மெர்க்குரி சல்ஃபைடு (II) அல்லது **மெர்க்குரிக் சல்ஃபைடு HgS**: இது இயற்கையில் மேலே குறிப்பிட்டபடி (சின்னபார்) காணப்படுகிறது. மெர்க்குரியையும் சல்ஃபரையும் நேரடியாகச் கூடச் செய்தோ அல்லது மெர்க்குரிக் உப்புக் கரைசல்களை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் வினைபுரியச் செய்தோ இதனை ஒரு கருப்புநிற படிகவடிமற்ற பொருளாகத் தயாரிக்கலாம்.



$$Hg^{2+} + S^{2-} = \downarrow HgS$$

காற்று இல்லாமல் சூடு செய்தால் கருப்புநிற மெர்க்குரி சல்ஃபைடு (II) சிவப்பு நிற படிகவடித்தான சின்னபாராக மாறுகிறது.

22. தனிம வரிசை அட்டவணையின் மூன்றும் தொகுதி

தனிம வரிசை அட்டவணையின் மூன்றும் தொகுதியில் எட்டு அல்லது ஒன்பது தனிமங்கள் எப்போதும் போல இருப்பதுடன் மேலும் அதிக எண்ணிக்கையில் தனிமங்கள் அடங்கி உள்ளன. இவற்றுள் அணு எண்களை 58-லிருந்து 71 வரை உடைய அருமண் தனிமங்களும் (லாந்தனைடுகள்) அடங்கும்; இத் தனிமங்கள்யாவும் தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஒரே கட்டத்தில் அமைக்கப் பட்டுள்ளன.

மூன்றும் தொகுதியின் மாதிரித் தனிமங்கள் **போரன்** மற்றும் **அலுமினியமாகும்.** இவற்றின் அணுக்கள் ஒவ்வொன்றும் வெளி ஷெல்களில் மூன்று எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. காலியம், இன்டியம் மற்றும் தாலியம் ஆகியவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பும் இத்துடன் ஒத்துள்ளன. இருப்பினும் இவ்வமைப்பு முறையில் இவை முழுவதுமாக மாதிரித் தனியங்களுடன் ஒத்திருக்கவில்லை (எடுத்துக்காட்டிற்கு இரண்டாம் தொகுதியில் கால்சியத்தைப் போல). இவை மூன்று இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. ஆனால், இவ்வெலெக்ட்ரான்கள் நீக்கப்பட்ட பின்பு உண்டாகும் நேர்மின் அயனிகளின் வெளி ஷெல்களில் 18 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இந்த ஒற்றுமை காரணமாக இவற்றை மூன்றும் தொகுதியின் முக்கியத் துணைத் தொகுதியில் மாதிரித் தனிமங்களுடன் சேர்த்து வைக்கப் படுகின்றன.

மூன்றும் தொகுதியின் இரண்டாவதான துணைத் தொகுதி நீண்ட வரிசைகளின் இரட்டை வரிசையைக் கொண்டுள்ளது. ஸ்காண்டியம், யுட்ரியம், லாந்தனம் மற்றும் ஆக்டினியம். இந்த

துணைத் தொகுதியில் அருமண் தனிமங்களும் (லாந்தனைடுகள்) அடங்கும்.

மூன்றும் தொகுதியின் முக்கியத் துணைத் தொகுதி

தனிமங்கள்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
போரன்	B	10·811	5	2	3				
அலுமினியம்	Al	26·9815	13	2	8	3			
காலியம்	Ga	69·72	31	2	8	18	3		
இண்டியம்	In	114·82	49	2	8	18	18	3	
தாலியம்	Tl	204·37	81	2	8	18	32	18	3

217. தொகுதி III-ன் முக்கியத் துணைத் தொகுதியின் பொதுப் பண்புகள்

மேலே கூறியபடி, இத் துணைத் தொகுதியின் தனிமங்கள், இவற்றினுடைய அணுக்களின் வெளி ஷெல்களில் மூன்று எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருப்பதன் மூலம் வேறுபடுத்தி அறியப் படுகின்றன. எனவே, இவற்றின் உலோகப் பண்புகள் இவற்றிற்கு இணையான இரண்டாம் தொகுதித் தனிமங்கள், முக்கியமாக முதல் தொகுதித் தனிமங்களினுடையவற்றைவிட மிகவும் குறைந்து காணப்படுகின்றன; போரன், சிறிய அணு ஆரத்தைப் பெற்றிருப்பதன் காரணமாக ஓங்கிய அலோகப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது.

எல்லாத் தனிமங்களும் அவற்றின் முக்கிய மாதிரிச் சேர்மங்களில் மூன்று நேர்மின் இணைதிறனுடன் காணப்படுகின்றன. போரனைத் தவிர இவை எல்லாம் நீர்க் கரைசலில் நீரேறிய மூன்று நேர்மின் அயனிகளாக நிலவுகின்றன.

இங்கு எடுத்துக் கொண்டுள்ள தனிமங்களின் உலோகப் பண்புகள், முன்பே கண்ட மற்ற முக்கியத் துணைத் தொகுதிகளில் இருப்பது போன்று அணு எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க, அதிகரித்துக்கொண்டே செல்கின்றன. சான்றாக, போரன் அமிலத்தை உண்டாக்கும் தனிமமாக இருக்கும்போது, அலுமினியம், காலியம் மற்றும் இண்டியம் ஆகிய மற்ற மூன்று தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகளும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் ஈரியல்பு பண்புடன் அதிகமாகும்

காரப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன; மூவிணை திறன் தாலியத்தின் ஆக்ஸைடு முழுமையாகக் காரப் பண்பைப் பெற்றுள்ளது.

நடைமுறையில் மூன்றுவது தொகுதியின் மிக முக்கியத் தனிமங்களாக இருப்பவை போரனும் அலுமினியமும் ஆகும்.

218. போரன் (போரம்): அணு எடை 10.811

போரன் இயற்கையில் மிகவும் அரிதாகவே காணப்படுகிறது; இது பெரிதும் முழுமையாக ஆக்ஸி சேர்மங்களாகக் காணப்படுகிறது. பூமியின் மேலோட்டில் இதன் மொத்த அளவு 0·005% எடையளவாகும்.

போரனின் முக்கிய இயற்கை சேர்மங்களாக இருப்பவை போரிக் அமிலமும் H_3BO_3 மற்றும் பல்வேறு போரிக் அமில உப்புகளும் ஆகும். இவற்றுள் மிகவும் பொதுவானது போராக்ஸ் $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. போரிக் அமிலம் சில சூடான ஊற்று நீர்களில் கரைந்துள்ளது. இத்தாலியில் எரிமலைப் பகுதிகளிலுள்ள பூமியின் மேலோட்டிலுள்ள வெடிப்புகளிலிருந்து போரிக் அமிலம் நீராவியுடன் சேர்ந்து வெளித் தள்ளப்படுகிறது.

போரன் அட்டவணையின் மூன்றுவது தொகுதியில் இருந்த போதிலும், மூன்றுவது தொகுதியிலுள்ள பிற தனிமங்களுடன் ஒத்திருப்பதைவிட நான்காவது தொகுதியிலுள்ள சிலிக்கனுடன் அதிகமாக ஒத்திருக்கிறது. போரனுக்கும் சிலிக்கனுக்கும் இடையே காணப்படும் ஒற்றுமை அவற்றின் சேர்மங்களிலும் காணப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, போரைடுகள் சிலிசைடுகளுடன் ஓரளவிற்குப் பண்புகளில் ஒத்திருக்கின்றன. முக்கியமாக, பல போரைடுகள் மிகவும் கடினமாகவும் உயர் உருகு நிலைகளைப் (சிர்கோனியம் போரைடு 3,000°C-ல் உருகுகிறது) பெற்றும் உள்ளன. போரனின் எளிய ஹைட்ரஜன் சேர்மங்கள் கூட இயற்பியல் மற்றும் வேதியியப் பண்புகளில் இவற்றிற்கு இணையான ஹைட்ரஜன் சிலிசைடுகளுடன் ஒத்துள்ளன.

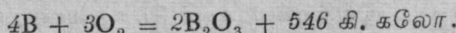
சிலிக்கனைப் போலவே, தனி போரனையும், போரிக் நீரிலியை B_2O_3 சோடியம் அல்லது மக்னீசியத்துடன் ஒடுக்கம் பெறச் செய்து தயாரிக்கலாம். போரன் பழுப்பு நிறப் படிகவடிவற்ற தூளாகக் கிடைக்கிறது. அடர்த்தி 2·34 கி./செ.மீ.^{3} உருகுநிலை 2,075°C.

உருகிய அலுமினியத்திலிருந்து படிகமாக்குதல் மூலம் படிக போரனைப் பெறலாம்; இது குறைந்த அளவு அலுமினியத்தைப்

பெற்றுள்ளது; வைரத்தைப் போன்ற கடினத் தன்மையைக் கொண்டுள்ளது. போரன் உலோகவியலில் சில உலோகக் கலவைகளின் பகுதிப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. எஃகுடன் 0.001–0·01% போரனைச்சேர்ப்பது அதன் அமைப்பையும் மற்றும் பண்புகளையும் செம்மையாக்குகிறது.

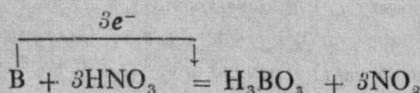
சாதாரண வெப்பநிலைகளில் போரன் மிகவும் மந்தமாக உள்ளது; காற்றில் ஏற்றம் அடைவதில்லை. பிற தனிமங்களுடன் கூடுவதில்லை.

படிகவடிவற்ற போரனை 700°C-க்குச் சூடு செய்தால், தீப் பிடித்து சிவந்த சுடருடன் எரிந்து, போரிக் நீரிலியாக மாறுகிறது; மிகு அளவு வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது.



$$4B + 3O_2 = 2B_2O_3 + 546 \text{ கி. கலோ.}$$

உயர் வெப்பநிலையில் போரன் பல உலோகங்களுடன் கூடி போரைடுகளைத் தருகிறது. எடுத்துக்காட்டு: மக்னீசியம் போரைடு Mg_3B_2 சூடு செய்தால் போரன் எளிதில் ஹாலஜன் களுடன் கூடுகிறது. கார்பனுடன் மிகவும் கடினமான கார்பை டை B_4C உண்டாக்குகிறது. நீர் போரனை பாதிப்பதில்லை; ஆனால் அடர் சல்ஃபூரிக் மற்றும் நைட்ரிக் அமிலங்கள் போரனை போரிக் அமிலமாக ஏற்றம் அடையச் செய்கின்றன. எடுத்துக் காட்டு :



$$\overset{3e^-}{B + 3HNO_3 = H_3BO_3 + 3NO_2}$$

சிலிக்கனைப் போல, போரன் அடர் காரங்களில் கரைந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

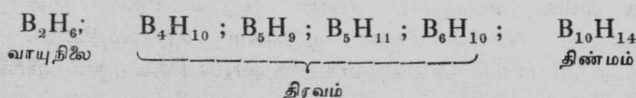


$$2B + 2KOH + 2H_2O = 2KBO_2 + 3H_2$$

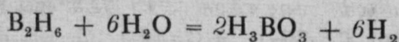
போரன் அதன் சேர்மங்களில் மூன்று நேர்மின் இணைதிற னுடன் காணப்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் போரைடுகள் (போரேன்கள்): ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்தால் மக்னீசியம் போரைடு, Mg_3B_2 கார்பன் மற்றும் சிலிக்கனின் ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களுக்கு ஒப்பான வெவ்வேறு ஹைட்ரஜன் போரைடு களின் கலவையைத் தருகிறது. இக் கலவையிலிருந்து பின்வரும்

மிக முக்கிய ஹைட்ரஜன் போரைடுகள் தூய நிலையில் பிரித்தெடுக்கப்பட்டுள்ளது.



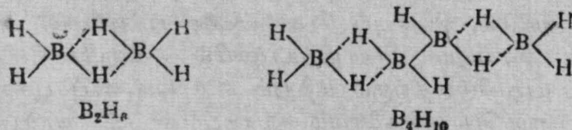
மக்னீசியம் போரைடுக்கும் வஹட்ரோ குளோரிக் அமிலத்திற்கும் இடையே நிகழும் வினையின் முக்கிய விளைபொருள் **போரோபியுட்டேன்** B_4H_{10} ஆகும். இது ஒரு ஆவியாகும் (கொ. நி·15·4°C) நீர்மம். வெறுக்கச் செய்யும் மணமுடையது. இதன் ஆவி காற்றில் தானாக தீப்பிடித்து எரிகிறது. இதனை விட்டு வைத்திருந்தால் சிதைந்து இதுவரைப் பெறப்பட்ட ஹைட்ரஜன் போரைடுகளிலேயே மிகவும் எளிதான **போரோஈத்தேன்** B_2H_6 என்ற ஹைட்ரஜன் போரைடை உண்டாக்குகிறது. பின்னது ஒரு வாயு. இது −92.5°C-ல் நீர்மமாகச் சுருங்குகிறது. காற்றில் தீப்பிடித்து எரிவதில்லை; ஆனல் உடனடியாக பிற ஹைட்ரஜன் போரைடுகளைப் போல நீரினல் சிதைவுறுகிறது; இவ்வினையின் போது ஹைட்ரஜன் பிரிகிறது; மற்றும் **போரிக் அமிலம்** உண்டாகிறது.



$$B_2H_6 + 6H_2O = 2H_3BO_3 + 6H_2$$

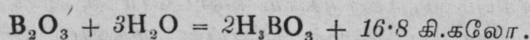
மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள போரன் ஹைட்ரைடுகளின் வாய்பாடுகளை நோக்கினல், அவற்றில் போரன் நான்கிணை திறனைக் கொண்டுள்ளது தெரிய வருகிறது. இருப்பினும், போரன் மூன்றே வெளி எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருப்பது இக்கருத்துக்கு விலக்காக உள்ளது.

ஹைட்ரஜன் பிணைப்புகளின் மூலம் நிறைவுற்ற இணை திறன் அமைப்புகளின் இணைப்பினல் உண்டானதே போரன் ஹைட்ரைடுகளின் மூலக்கூறுகள் எனக் கொண்டால் மேற்கண்ட மாறுன கருத்து மறையும்.



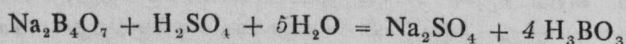
நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியமான போரன் சேர்மங்களாக இருப்பவை அதன் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்களாகும். **போரிக் நீரிலி** அல்லது **போரன் ஆக்ஸைடு** B_2O_3: போரன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனை நேரிடையாக் கூடும்படிச் செய்தோ அல்லது போரிக் அமிலத்தை வறுத்தோ போரன் ஆக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு

நிறமற்ற நொறுங்கும் தன்மையுடைய பளிங்கு போன்ற பொருள். உருகுநிலை சுமார் $+600°C$. போரிக் நீரிலி மிகவும் வெப்பம் தாங்க வல்ல பொருள்; வெண் சூடுண்டாகும் வரை சூடு செய்தாலும் நிலக்கரியினுல் ஒடுக்கம் பெறுவதில்லை. நீரில் கரைந்து போரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது. வினையின் போது பெருமளவு வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது.



$$B_2O_3 + 3H_2O = 2H_3BO_3 + 16{\cdot}8 \text{ கி.கலோ.}$$

போரிக் அல்லது **போராசிக் அமிலம்** H_3BO_3: இது ஒரு வெண்மை நிற படிகவடித்தான திண்மம்; இதன் பொலிவான ஏடுகள் சுடுநீரில் எளிதில் கரைகின்றன. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைச் சூடான போராக்ஸ் கரைசலுடன் வினைபுரியச் செய்து போரிக் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.



$$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 + 5H_2O = Na_2SO_4 + 4\,H_3BO_3$$

போரிக் அமிலம் குளிர்ந்த நீரில் குறைந்த அளவே கரையக் கூடியதாக இருப்பதால், கரைசலிலிருந்து படிகங்களாக வெளிப் படுகிறது.

போரிக் அமிலக் கரைசலைக் கொதிக்க வைத்தால் சிறிதளவு போரிக் அமிலமும் நீராவியுடன் சேர்ந்து வெளிவருகிறது. இது, எரிமலைப் பகுதிகளில் பூமியின் மேலோட்டிலுள்ள பிளவுகளி லிருந்து வெளிப்படும் நீராவியில் போரிக் அமிலம் இருப்பதற் கான காரணத்தைத் தெளிவாக்குகிறது.

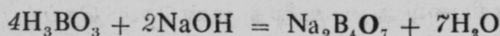
போரிக் அமிலம் மிகவும் வலுவற்ற அமிலம் $(K=5{\cdot}3\times 10^{-10})$.

போரிக் அமிலத்தைச் சூடு செய்தால் அது நீரை இழந்து, முதலில் **மெட்டாபோரிக் அமிலமாகவும்** HBO_2, பின் **டெட்ரா போரிக் அமிலமாகவும்** $H_2B_4O_7$ முடிவில் **போரிக் நீரிலியாகவும்** B_2O_3 மாறுகிறது. நீரில் கரைக்கும்போது இரண்டு அமிலங்களும், போரிக் நீரில் உட்பட, மீண்டும் போரிக் அமிலமாக மாறுகின்றன. போரிக் அமிலம், உணவுப் பொருள்களை புட்டிகளில் அடைத்து விற்பனை செய்யும் தொழிற்சாலையில் கிருமிநாசினியாகவும் தோலைப் பதனிடுவதற்கும் மற்றும் சில வண்ணப் பூச்சுகளையும் மெருகேற்றும் பொருள்களையும் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

போரேட்டுகள் எனப்படும் போரிக் அமிலத்தின் உப்புகள் பெரிதும் நார்மல் (ஆர்த்தோ போரிக்) அமிலத்தின் H_3BO_3 பெறுதிகளாக இருப்பதில்லை; மாறாக, டெட்ராபோரிக் அமிலம்

$H_2B_4O_7$ மற்றும் மேலும் குறைந்த நீரைக் கொண்ட பிற அமிலங்களின் பெறுதிகளாக உள்ளன; பெரும்பாலான இவ்வமிலங்கள் தனி நிலையில் அறியப்படவில்லை.

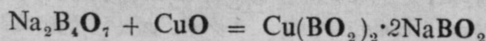
போராக்ஸ் $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$: இது டெட்ராபோரிக் அமிலத்தின் சோடியம் உப்பாகும் (சோடியம் டெட்ராபோரேட்). இது காற்றில் தூளாகும் தன்மையுடைய நிறமற்ற படிகங்களை உண்டாக்குகிறது. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை போரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது.



$$4H_3BO_3 + 2NaOH = Na_2B_4O_7 + 7H_2O$$

போராக்ஸின் நீர்க் கரைசல்கள் நீராற் பகுப்பின் காரணமாக, வலிமையுடைய காரத் தன்மையுடன் வினைபுரிகிறது.

சூடு செய்யும்போது, போராக்ஸ் அதன் படிக நீரை இழந்து பின் ஒரு பளிங்கு போன்ற தெளிவான பொருளாக உருகுகிறது. உருகிய போராக்ஸ் பல்வேறு உலோக ஆக்ஸைடுகளைக் கரைத்து மெட்டாபோரிக் அமிலத்தின் இரட்டை உப்புகளை உண்டாக்குகிறது; இவற்றுள் பெரும்பாலானவை சிறப்பான மணத்தைப் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டு:



$$Na_2B_4O_7 + CuO = Cu(BO_2)_2 \cdot 2NaBO_2$$

போராக்ஸின் இப்பண்பு பகுப்பாய்வு வேதியியலில் சில உலோகங்களைக் கண்டறியப் பயன்படுகிறது. இதற்காக, எடுத்துக்கொண்ட பொருளை போராக்சுடன் ஒரு பிளாட்டினக் கம்பியின் வளையத்தில் வைத்து உருக்க வேண்டும்; அப்போது சிறப்பான நிறமுடைய மணிகள் தோன்றும். இவற்றை போராக்ஸ் 'மணிகள்' என்பர்.

போராக்ஸ் மட்கலங்கள் மற்றும் பீங்கான் சாமான்களுக்கு மற்றும் முக்கியமாக அயர்ன் கலன்களுக்குத் தரும் மெருகுப் பொருள்களைத் தயாரிக்கப் பெரிதும் பயன்படுகிறது; மேலும் சில சிறப்பான கண்ணுடியைச் செய்வதற்கும் போராக்ஸ் பயன்படுகிறது.

உலோக ஆக்ஸைடுகளை கரைக்கும் போராக்ஸின் திறனே அதனைப் பயன்படுத்தி உலோகங்களைப் பற்றவைக்கும் முறைக்கு அடிப்படையாக அமைந்துள்ளது. தூய உலோகப் பகுதிகளை மட்டும்தான் இணைக்க முடியுமாதலால், ஒட்டுப் பகுதிகளின் மீது போராக்ஸ் தூவி முதலில் ஆக்ஸைடுகள் நீக்கப்படுகின்றன; பின் பற்றுசு சேர்த்து சூடு செய்யப்படுகிறது. போராக்ஸ் ஆக்ஸைடு

களைக் கரைத்து உலோகப் பரப்பின்மீது பற்ருசை நன்கு ஒட்டும்படிச் செய்கிறது.

போரன் தாவரங்களின் வளர்ச்சியில் முக்கியப் பங்கைப் பெற்றுள்ளது. பருத்தி, புகையிலை, சர்க்கரைபீட் போன்ற பல பயிர்களின் இயல்பான வளர்ச்சியை செம்மையாக்குவதற்கு போரன் சேர்மங்கள் சிறிய அளவுகளில் மண்ணில் இருப்பது அவசியமாகிறது. இதனல்தான் போரன் உரங்கள் வேளாண்மையில் வெகுவாகப் பயன்படுகின்றன. அணு பொறியியலில் போரன், அதன் உலோகக் கலவைகள் மற்றும் போரன் கார்பைடு ஆகியவை அணு உலைத் தண்டுகள் செய்யப் பயன்படுகின்றன. போரன் மற்றும் அதன் சேர்மங்கள் நியூட்ரான் வெளியீட்டைத் தடுக்கும் பொருள்களாகவும் பயன்படுகின்றன.

219. அலுமினியம்; அணு எடை; 26.9815

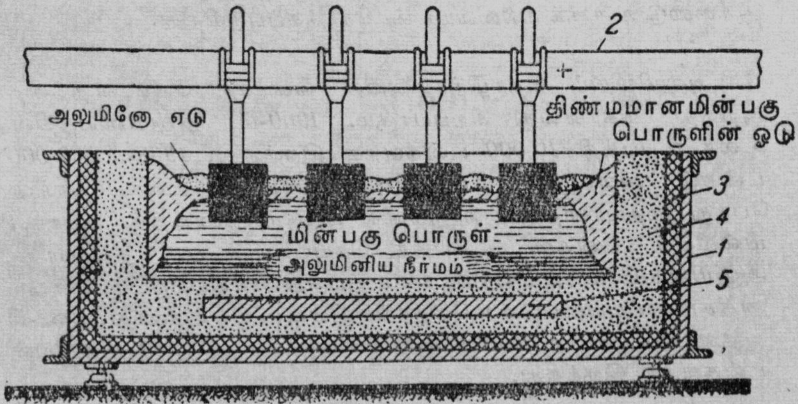
இயற்கையில் மிகவும் பரந்து காணப்படும் உலோகம் அலுமினியமாகும். இது, களிமண், ஃபெல்ஸ்பார், மைக்கா மற்றும் பல கனிமங்களின் பகுதிப் பொருளாக உள்ளது. பூமியின் மேலோட்டில் அலுமினியத்தின் மொத்த எடை அளவு 7·45% ஆகும். அலுமினியம் உற்பத்திக்கான முக்கிய மூலப்பொருள் பாக்ஸைட் ஆகும்; பாக்ஸைட் அலுமினவை Al_2O_3 கொண்டுள்ள ஒரு சிக்கலான கனிமமாகும். அலுமினியத்தின் பிற முக்கிய தாதுக்கள் **அலுனைட்** $K_2SO_4 \cdot Al_3(SO_4)_2 2Al_2O_3 6H_2O$ மற்றும் **நெஃபிலைட்** $Na_2O \cdot Al_2O \cdot {}_3SiO_2$ ஆகியவைகளாகும்.

USSR மிகு அளவில் வளமான அலுமினியம் தாதுக்களைப் பெற்றுள்ளது. சோவியத் நாட்டில் யுரேல்ஸில் பெருமளவு பாக்ஸைட் படிவுகள் இருப்பதோடு, பாஸ்கிர் ASSR, காசாக்ஸ்தான் மற்றும் பிற இடங்களில் நெஃபிலைட் கனிம வடிவில் மிகையான அலுமினிய வளம் காணப்படுகிறது. கிபினி மலைகளில் அப்படைட்டுடன் சேர்ந்த நிலையிலும் கிடைக்கிறது.

இயற்கையில் அலுமினியம் அதிகமாகக் காணப்பட்டிருந்தும், சென்ற நூற்ருண்டின் இறுதி வரை இது ஒரு அரிதான உலோகம் என்றே கருதப்பட்டது. உலோக பொட்டாசியத்தை அலுமினியம் குளோரைடுடன் வினைபுரியச் செய்து இதனை 1827-ல் முதன் முதலாகத் தயாரித்தவர் ஹோலர் ஆவர். பிறகு, சென்ற நூற்ருண்டின் எண்பதுக்கு மேலான ஆண்டுகள் வரை, உருகிய இரட்டை உப்பிலிருந்து $AlCl_3Na.Cl$ அலுமினியத்தைச் சோடியம் கொண்டு இடப்பெயர்ச்சி செய்து தயாரிக்கப்பட்டு வந்தது; இம்முறை அதிகச் செலவுடையது. 1856-ல் ஒரு இராத்த உ-

அலுமினியத்தின் விலை 90 டாலராக இருந்தது; ஆனல் அலுமினியத்தை மின்பகுப்பு முறையில் உற்பத்தி செய்வதற்கான தொழில் நுணுக்கங்களை அறிந்த பிறகு 1886-ல் இதன் விலை 30 சென்ட்டுகள் அளவிற்கு வெகுவாகக் குறைந்துவிட்டது. தற்போது, உருகிய கிரியோலைட்டில் ($AlF_3 \cdot NaF$) கரைத்த அலுமினியம் ஆக்ஸைடை மின் பகுப்புப் பெறச் செய்து மிகு அளவு அலுமினியம் உற்பத்தி செய்யப்படுகிறது.[1]

தூய அலுமினியம் ஆக்ஸைடைப் பெறுவதற்கு இயற்கை பாக்ஸைட் வினைபடுத்தப்படுகிறது. அலுமினியம் உலோகத்தை தூய்மைப்படுத்துவது கடினமாக இருப்பதால் தூய அலுமினியம் ஆக்ஸைடைப் பயன்படுத்த வேண்டியுள்ளது; எனவே தூய உலோகத்தைப் பெறுவதற்கு மூலப் பொருள்களை தூய்மைப் படுத்துவதே சிறந்ததாகும்.



படம் 141.

அலுமினியம் உலையில் குறுக்கு வெட்டுத் தோற்றம்.

1-பெட்டி; 2-நேர்மின் தண்டு; 3-வெப்ப காப்பு; 4-கிராஃபைட் பூச்சு; 5-எதிர்மின் தண்டு

படம் 141-ல் அலுமினியத்தை உற்பத்தி செய்வதற்கான ஒரு உலை காட்டப்பட்டுள்ளது. இதில் உட்பக்கம் கிராஃபைட் அல்லது இறுக்கப்பட்ட கரியினல் ஆன தகடுகளைக் கொண்ட ஒரு

[1] அலுமினியம் தொழிற்றுறைக்கு மிகவும் முக்கியமான கிரியோலைட் கனிமப் படிவுகள் கிடைப்பது மிக அரிது; கிரீன்லாந்தில் மட்டும்தான் அதிக அளவு களில் காணப்படுகிறது. இக்காரணத்தினல், பொதுவாக கிரியோலைட் செயற்கை முறையில் தயாரிக்கப்படுகிறது. இதனைப் பெறுவதற்கு அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடை ஹைட்ரோஃபுளூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து, டைக்கும் அமிலக் கரைசலை சோடாவுடன் சேர்த்து நடுநிலையாக்கப்படுகிறது.

அயர்ன் பெட்டி உள்ளது. மின்பகுப்பின் போது இது எதிர்மின் முனையாகச் செயல்படுகிறது. ஒரு பொதுவான தண்டில் இணைக்கப்பட்ட கிராஃபைட் தகடுகள் நேர்மின் முனைகளாகச் செயல் படுகின்றன. தொட்டி தூய அலுமினியம் ஆக்ஸைடும் கிரியோலைட்டும் கலந்த கலவையால் நிரப்பப்படுகிறது. அதிக வெப்பம் தாங்கவல்ல அலுமினியம் ஆக்ஸைடின் உருகுநிலையைக் குறைப்பதற்காக கிரியோலைட் சேர்க்கப்படுகிறது. மின்சாரத்தைச் செலுத்தியதும் கிரியோலைட் உருகி அலுமினியம் ஆக்ஸைடைக் கரைத்து மின்பகுப்பு அடையச் செய்கிறது. வினை, சுமார் +1,000°C வெப்பநிலையில் 35,000 ஆம்பியர்கள் மின்சாரத்துடன் மற்றும் 4 அல்லது 5 வோல்ட்டுகள் மின்னழுத்தத்துடனும் நிகழ்த்தப்படுகிறது. அலுமினியம் எதிர்மின் முனையில் படிகிறது. ஆக்ஸிஜன் நேர்மின் முனையில் வெளிப்படுகிறது. தொட்டியின் அடிப்பாகத்தில் சேரும் அலுமினியம் அவ்வப்போது நீக்கப்படுகிறது. அலுமினியம் வெளிப்பட்டதும் புதிய அலுமினியம் ஆக்ஸைடு உருகுக் கலவையுடன் சேர்க்கப்படுகிறது.

அலுமினியம் தொழிற்சாலையின் வளர்ச்சி வேக வீதத்தை அறிந்து கொள்வது சிறப்பாகும். 1900-ல் அலுமினியத்தின் உலக உற்பத்தி 10,000 டன்களாக இருந்தது. 1938-ல் 567,000 டன்கள் அளவிற்கு எட்டிற்று; இரண்டாம் உலகப்போரின் போது முதலாளித்துவ நாடுகளில் மட்டும் ஆண்டிற்கு சுமார் 1 மில்லியன் டன்கள் உற்பத்தி செய்யப்பட்டது. தற்போது, அலுமினியம் மிகவும் பரவலாக உற்பத்தி செய்யப்பட்டு மிகவும் அதிகமாகப்பயன்படும் உலோகங்களில் ஒன்றாக உள்ளது. 1962-ல் முதலாளித்துவ நாடுகளின் அலுமினிய உற்பத்தி 3·83 மில்லியன் டன்களாக இருந்தது.

புரட்சிக்கு முன்பு இருந்த இரஷியாவில் அலுமினியம் தொழிற்சாலை எதுவும் இருக்கவில்லை. USSR-ல் முதல் அலுமினியம் தொழிற்சாலையான வோல்கோவ் தொழிற்சாலை 1932-ல் நிறுவப்பட்டது. இரண்டு ஆண்டுகளுக்குப் பிறகு டெனிப்பெர் தொழிற்சாலை செயல்படத் துவங்கிற்று. 1935-ம் ஆண்டின் ஆரம்பத்தில் உலக அலுமினிய உற்பத்தியில் சோவியத் நாடு மூன்றாவது இடத்தைப் பெற்றுவிட்டது.

அலுமினியம் சில்வர் போன்ற வெண்மையான இலேசான உலோகம். அடர்த்தி 2.702 கி./செ.மீ^{3}. கொதிநிலை 660.1°C இது நன்கு கம்பியாக இழுபடும் தன்மையது; இதன் உயர் இழுபடும் திறன் காரணமாக இதனை எளிதில் கம்பியாகவும் மெல்லியத் தகடுகளாகவும் மாற்றமுடிகிறது.

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் காற்றில் அலுமினியம் மாற்றம் பெறுவதில்லை; இதன்மீது வெகுவிரைவில் ஒரு ஆக்ஸைடு படலம் உண்டாகி, உலோகம் மேலும் ஏற்றம் அடையாதவாறு பாது காக்கப்படுவதே இதற்குக் காரணமாகும். இப்படலத்தை, இரசக் கலவையாக்குதல் மூலம் நீக்கினல், உலோகம் விரைவாக ஏற்றம் பெறத் தொடங்கி நன்ருக சூடு அடைகிறது.

அலுமினியத்தின் நார்மல் மின்னழுத்தம் – *1.66* வோல்ட்டு களுக்குச் சமமாகும்; இருப்பினும் அலுமினியம் நீரிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்வதில்லை (சிங்க், பிரிவு *214*). இதற்குக் காரணம் அலுமினியத்தின் பரப்பின் மீது மிகக்குறைந்த அளவே கரையும் அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஏடு படிவதே யாகும். அலுமினியத்தின் இரசக் கலவை நீருடன் தீவிரமாக வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலங்கள், முக்கியமாக சூடாக இருக்கும்போது அலுமினியத்தை எளிதில் கரையச் செய்கிறது. அலுமினியம் காரங்களிலும் எளிதில் கரைந்து சிங்கேட்டுகளை ஒத்த $[Al(OH)_4]^-$ அயனிகளைக்கொண்ட அலுமினேட்டுகளை உண்டாக்குகிறது. மாருக, குளிர்ந்த நைட்ரிக் அமிலம் அலுமினியத்தைக் கரைப்பதில்லை; நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்த பிறகு, நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அல்லது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலங்களில் கரையாத அளவிற்கு 'செயலறு நிலையை'ப் பெறுகிறது. அலுமினியத்தின் செயலறு நிலைக்கான காரணம் பிரிவு *134*-ல் குறிப்பிடப்பட்டுள்ளது.

அலுமினியம் தூளை (அல்லது இலேசான தகடை) தீவிரமாகச் சூடு செய்தால், தீப்பிடித்துக் குருடாக்கும் தன்மையுடைய வெண்ணிற சுடருடன் எரிந்து அலுமினியம் ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது. எரிதல் வெகு விரைவாக நிகழ்கிறது; எடுத்துக் காட்டாக, ஒரு மெல்லிய அலுமினியம் தகடு *0.01* செகண்டில் எரிந்து விடுகிறது.

இலேசான தன்மை மற்றும் அரிமானத்தை எதிர்க்க வல்ல திறன் ஆகியவை காரணமாக அலுமினியம் மிகவும் பரவலான பயன்பாடுகளைப் பெற்றுள்ளது. இது முக்கியமாக ஆகாய விமானம் மற்றும் தானியங்கி தொழிற்சாலைகளின் பல்வேறு இலேசான உலோகக் கலவைகள் வடிவில் பயன்படுகிறது. இதனுடன் பிற உலோகங்களைச் சிறு அளவுகளில் சேர்ப்பது இதன் எடையில் குறிப்பிடத்தகுந்த அளவிற்கு மாற்றம் எதனையும் உண்டாக்காமல் இதன் வலுவை அதிகரிக்கச் செய்கிறது.

அலுமினியத்தின் மிக முக்கிய உலோகக் கலவை **டியுரலுமின்** ஆகும்; இதில் 95%Al, 4%Cu, 0.5% Mg, மற்றும் 0.5% மாங்கனீசும் அடங்கியுள்ளன. **மக்னேலியம்** (12% வரை மக்னீசியத்தைக் கொண்டுள்ளது) மற்றும் **சிலுமின்** (Al-Si உலோகக் கலவை) பரவலாகப் பயன்படும் அலுமினியத்தின் பிற உலோகக் கலவைகளாகும். அலுமினியம் படிப்படியாக மின் பொறியியலில் காப்பர் கம்பிகள் பயன்படுவதைப் பதிலீடு செய்து வருகிறது. அலுமினியத்தின் மின் கடத்தும் திறன் காப்பருக்கு உரியதில் 60% மட்டுமே இருந்த போதிலும், இதனை அலுமினியத்தின் இலேசான தன்மை ஈடு செய்கிறது; இது அலுமினியம் கம்பிகளை தடிப்பாகச் செய்வதற்கு வழிவகுக்கிறது; சம அளவில் மின் கடத்தும் திறனைக் கொண்ட ஒரு அலுமினியக் கம்பி காப்பர் கம்பியின் எடையில் பாதிதான் உள்ளது.

எஃகு அல்லது அயர்ன் பாகங்களின் பரப்பின் மீது அலுமினியத்தைப் பூசி சூடு செய்யும்போது உலோகம் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைவதிலிருந்து பாதுகாப்பதற்காக அலுமினியம் பயன்படுகிறது. இதற்கு கலோரிசேஷன் calorization என்று பெயர்.

உலோகப்பகுதியை உருகிய அலுமினியத்தில் அமுக்கி அல்லது தூளாக்கப்பட்ட அலுமினியமும் அலுமினியம் ஆக்ஸைடும் கலந்த கலவையில் சூடு செய்து அலுமினிய ஏற்றம் நிகழ்த்தப் படுகிறது சூடு செய்யும்போது, அயர்ன் உலோகப்பரப்பினூடே அலுமினியம் நுழைந்து அயர்னுடன் ஒரு திண்ம கரைசலை உண்டாக்குகிறது. அலுமினியம் ஏற்றப்பட்ட எஃகு பாகங்கள் காற்றில் 900°C வரை ஏற்றம் அடையாமல் உள்ளன.

குறிப்பிடத் தகுந்த அலுமினியத்தின் மற்றுமொரு பயன் எளிய வகை a-c திருத்திகளை உற்பத்தி செய்வதாகும். திருத்தியில், ஒரு அலுமினியம் மற்றும் ஒரு அயர்ன் (அல்லது லெட்) மின்முனை சோடாக் கரைசலில் தொங்கவிடப்பட்டிருக்கும். இதுபோன்ற கருவி, மின்சாரத்தை ஒரே ஒரு திசையில் மட்டும் தான், அதாவது அலுமினியம் எதிர்மின் முனையை உண்டாக்கும் திசையில் மட்டும்தான் செல்லவிடும். ஒரு அலுமினியம் திருத்தியை ஒரு a-c சுற்றுடன் இணைத்தால், மாறாத ஒரே திசையில் செல்லும் துடிக்கும் மின்சாரம் உண்டாகும்.

நுண் தூளாக்கப்பட்ட அலுமினியம், அயர்னை அரிமானத்திலிருந்து பாதுகாப்பதற்காக அதன் மீது பூசுவதற்கும், கல்லச்சு நிறமாகவும் மற்றும் அம்மோனல் வகையைச் சேர்ந்த சில வெடிக் கலவைகளைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. அரைத்த பெரிய

அலுமினியத்தாள், பல உலோகங்களை ஒடுக்க முறையில் பெறுவதற்கும், ஒளியைத் தரும் ராக்கெட்டுகளில் பயன்படும் சேர்மங்களின் மாருத பகுதிப் பொருளாகவும் மற்றும் தெர்மைட்டை தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. மெல்லிய அலுமினிய காகிதம், சாக்லெட் மற்றும் பல இனிப்பு மிட்டாய் வகைகள் மீது சுற்றுவதற்குப் பயன்படுகிறது. பாத்திரங்கள், கரண்டிகள் போன்ற சமையல் கலன்களின் உற்பத்திக்கான அலுமினியத்தின் பயன் யாவரும் அறிந்ததே.

அலுமினியம், அலுமினியம் ஆக்ஸைடு Al_2O_3 என்ற ஒரே ஒரு ஆக்ஸைடை மட்டும் தான் உண்டாக்குகிறது; இது இதன் எல்லா சேர்மங்களிலும் மூவிணை திறனுடன் காணப்படுகிறது.

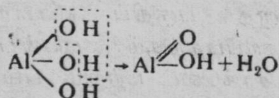
அலுமினியம் ஆக்ஸைடு Al_2O_3: இதனை **அலுமினா** என்றும் கூறுவர். இது, இயற்கையில் படிக வடிவில் **கரண்டம்** கனிமமாகக் காணப்படுகிறது. இது கடினத்தன்மையில் வைரத்திற்கு அடுத்ததாக உள்ளது. பளிங்கு போன்ற சிவப்பு அல்லது நீலகரண்டம் படிகங்கள் **சிவப்பு** மற்றும் **நீல மணிக்கற்கள்** எனப்படும். ஒரு மின் உலையில் அலுமினாவை உருக்கித் தற்போது செயற்கை முறையில் சிவப்பு மணிக் கற்கள் தயாரிக்கப்படுகின்றன. இவை, நுண்மை வாய்ந்த கருவிகளின் பாகங்கள், கடிகாரங்களிலுள்ள மணிகள் (jewels) போன்ற தொழில் நுணுக்கக் காரியங்களுக்குப் பயன்படுவது போல அழகூட்டும் பொருள்களாகப் பயன்படுவதில்லை.

சிவப்பு மணி படிகங்கள் மின்காந்தக் கதிர் வீச்சுகளின் குவான்டம் பெருக்கிகளாகப் (amplifiers) பயன்படுகின்றன. குவான்டம் ரேடியோ அலைபெருக்கிகளை **மாசெர்கள்** (masers) என்றும் ஒளி அலைபெருக்கிகளை **லேசர்கள் (lasers)** என்றும் கூறுகிறோம்.

பளிங்கு போல் அல்லாத அதிக அளவு மாசுக்களைக் கொண்டுள்ள கரண்டம் படிகங்கள் **குருந்தக்கல்** (emery) எனப்படும்.

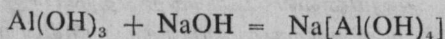
அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு $Al(OH)_3$: அலுமினியம் உப்புகளின் கரைசல்கள் காரத்துடன் வினைபுரியும்போது அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஒரு ஜெல்லி போன்ற வீழ் படிவாகக் கிடைக்கிறது. இது எளிதில் கூழ்மநிலையைப் பெறுகிறது. சூடு செய்யும்போது, $Al(OH)_3$ படிப்படியாக நீரை

இழந்து குறைந்த அளவில் நீரைக் கொண்ட ஹைட்ரேட்டுகள் உண்டாகின்றன. எடுத்துக்காட்டு:



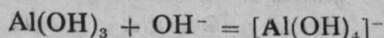
அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஒரு சிறந்த மாதிரி ஈரியல்பு ஹைட்ராக்ஸைடாகும். இது அமிலங்களுடன் நீரேறிய அலுமினியம் அயனியை $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ கொண்ட உப்புகளையும் காரங்களுடன் $[Al(OH)_4]^-$ அயனியைக் கொண்ட உப்புகளையும் **(அலுமினேட்டுகள்)** உண்டாக்குகிறது; பின்னதிற்கு எடுத்துக் காட்டு: $Na[Al(OH)_4]$ இவை, முன்பெல்லாம் **மெட்ட அலுமினிக் அமிலத்தின்** $HAlO_2$ உப்புகள் எனக்கருதப்பட்டன; இதன்படி சோடியம் அலுமினேட்டின் வாய்பாடு $NaAlO_2$ என எழுதப் படுகிறது.

அலுமினேட் உண்டாகும் வினையைப் பின் கண்டவாறு காட்டலாம்:



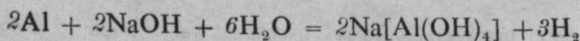
$$Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$$

அல்லது



$$Al(OH)_3 + OH^- = [Al(OH)_4]^-$$

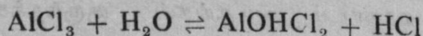
உலோக அலுமினியத்தைக் காரங்களில் கரைத்தும் அலுமினேட்டுகளைத் தயாரிக்கலாம்.



$$2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$$

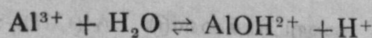
சிங்க் காரங்களில் கரைவது போலவே இவ்வினையும் நடை பெறுகிறது.

Al^{3+} அயனியைக் கொண்டுள்ள உப்புகள் நீர்க் கரைசல் களில் பெரிதும் நீர் பகுப்படைந்து அமிலத்தன்மையுடன் வினை படுகின்றன:



$$AlCl_3 + H_2O \rightleftharpoons AlOHCl_2 + HCl$$

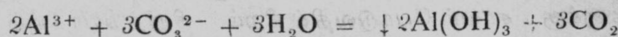
அல்லது



$$Al^{3+} + H_2O \rightleftharpoons AlOH^{2+} + H^+$$

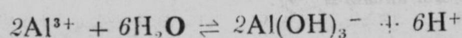
ஒரு அலுமினிய உப்புக் கரைசலை கூழ் பிரிப்புக்கு உட்படுத் தும்போது, படிப்படியாக அமிலம் நீக்கப்படுவதன் காரணமாக, உப்பு முழுவதுமாகச் சிதைந்து விடுகிறது. உண்டான அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கூழ் நிலையைப் பெறுகிறது.

அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு வீரியமற்ற அமிலங்களுடன் வினைபுரியும்போது கார உப்புகளை உண்டாக்குகிறது; இல்லை யெனின் எதனையும் உண்டாக்குவதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு அலுமினியம் உப்புக் கரைசலை சோடாவுடன் வினைபுரியச் செய்தால், கார்பனேட்டிற்குப் பதிலாக அலுமினியம் ஹைட்ராக் ஸைடு உண்டாகிறது.



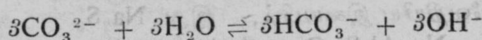
$$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + 3H_2O = \downarrow 2Al(OH)_3 + 3CO_2$$

வினை நிகழும் வழி முறையைப் பின்கண்டவாறு காட்டலாம். நீர்க் கரைசல்களில் அலுமினியம் உப்புகள் நீராற்பகுப்பு அடைவது சமநிலையில் முடிகிறது:



$$2Al^{3+} + 6H_2O \rightleftharpoons 2Al(OH)_3^- + 6H^+$$

இதே வினை முறையின் காரணமாக, கீழ்க்கண்ட சமநிலை சோடாக் கரைசலிலும் நிலவுகிறது:



$$3CO_3^{2-} + 3H_2O \rightleftharpoons 3HCO_3^- + 3OH^-$$

கரைசல்களைக் கலக்கும்போது H^+ அயனிகள் OH^- அயனிகளுடனும் HCO_3^- அயனிகளுடனும் கூடி, மூலக்கூறு H_2O மற்றும் H_2CO_3, ஆகியவற்றை உண்டாக்குகின்றன; பின்னது பிறகு கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும் நீராகவும் சிதைகிறது. இதன் காரணமாக இரண்டு சமநிலைகளும் தொடர்ச்சியாக, எல்லா அலுமினியமும் $Al(OH)_3$-ஆக வீழ்படிவடையும் வரைக்கும் வலது பக்கமாக பெயர்வு அடைகின்றன.

அலுமினியம் உப்புகளுள் குறிப்பிடத் தக்கவை:

1. அலுமினியம் குளோரைடு $AlCl_3$. குளோரினை நேரிடையாக அலுமினியத்துடன் வினைபுரியச் செய்து நீரற்ற அலுமினியம் குளோரைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. இது, பல்வேறு கரிமத் தொகுப்பு வினைகளுக்கு வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படுகிறது. அலுமினியம் குளோரைடு நீரில் கரைந்து பெருமளவு வெப்பத்தை வெளிப்படுத்துகிறது. கரைசலை ஆவியாக்கினால், நீர் பகுப்பு நிகழ்ந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வெளிப்பட்டு, அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவு அடைகிறது. ஆவியாதலை மிகையளவு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் நிகழ்த்தினால், $AlCl_3 \cdot 6H_2O$ இயைபு கொண்ட படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

2. அலுமினியம் சல்ஃபேட் $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18\ H_2O$: சூடான சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை அலுமினா அல்லது தூய களிமண்ணுடன் (கயோலின்) வினைபுரியச் செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது.

இது, எழுதும் காகிதத்தை வேண்டிய அளவிற்கு சரிசெய்வதற்கும் நீரைத் தூய்மைப்படுத்துவதற்கும் பயன்படுகிறது.

3. **அலுமினியம் படிகாரம் $KAl(SO_4)_2\ 12H_2O$**: இது தொழில் நுணுக்க முக்கியத்துவம் வாய்ந்த அலுமினிய உப்பாகும். இது பெருமளவில் தோலைப் பதனிடுவதற்கும் மற்றும் பருத்தித் துணிகளுக்கு சாயம் போடுவதில் நிறம் நிறுத்தியாகவும் பயன் படுகிறது. பின்னதை நிகழ்த்தும் போது நீராற் பகுப்பினால் உண்டான $Al(OH)_3$ நுண் துகளாக்கப்பட்ட நிலையில் துணியின் நூலிழைகளின் மீது படிந்து சாயத்தை நிலைநிறுத்தி துணியின் மீது நன்கு தக்க வைக்கிறது.

4. **அல்ட்ராமெரின்**: இது யாவராலும் அறியப்பட்ட ஒரு நீலச் சாயம். துணிகளுக்கு நீல நிறத்தை ஊட்டும் நூளாகப் பயன் படுகிறது. வேதியிய இயைபில், இது Na_2S_3 அலுமோசிலிக் கேட்டுடன் $Na_2Al_2Si_2O_3$ சேர்ப்பதால் உண்டாகும் விளை பொருளாகும். கயோலின், சல்ஃபர், சோடா மற்றும் சிறிதளவு சர்க்கரையும் கலந்த கலவையைச் சூடு செய்து இது தயாரிக்கப் படுகிறது.

220. காலியம் துணைத் தொகுதி

இத்துணைத் தொகுதியின் தனிமங்களான காலியம், இன்டியம் மற்றும் தாலியம் ஆகியவற்றின் அணுக்கள் ஒவ்வொன்றின் வெளி ஷெல்லிலும் மூன்று எலெக்ட்ரான்களும் ஈற்றயல் ஷெல்லில் 18 எலெக்ட்ரான்களும் உள்ளன. அலுமினியத்தைப் போலவே, இவை மேலும் குறைந்த உலோகப் பண்புகளைக் காட்டுகின்றன; அணு எண் அதிகரிக்கும்போது இத்தன்மை மேலும் ஓங்கிக் காணப்படுகிறது. இவை எல்லாம் மிகவும் அரிதாகவே காணப் படுகின்றன. பூமியின் மேலோட்டில் எடையளவில் இவற்றின் அளவு முறையே 1×10^{-4}, 1×10^{-5} மற்றும் 1×10^{-5} ஆகும்.

தனி நிலையில் காலியம், இன்டியம் மற்றும் தாலியம் ஆகியவை சில்வர் போன்ற வெண்மை நிற மிருதுவான உலோகங்கள்; குறைந்த உருகுநிலைகளைப்பெற்றுள்ளன {காலியம் 29·7°C-லும் இன்டியம் 156 .2°C-லும் மற்றும் தாலியம் 303.5°C-லும் உருகுகிறது). இவை காற்றில் மிகவும் நிலையாக உள்ளன. நீரைச் சிதைப்பதில்லை. ஆனால் அமிலங்களில் எளிதில் கரைகிறது. காலியம் மற்றும் இன்டியம் காரங்களிலும் கரைகிறது. இவற்றின் உச்ச இணைதிறனுடன் இவை, குறைந்த இணைதிறனையும் காட்டு

கின்றன. முக்கியமாக, தாலியம் ஓரிணை திறனுடன் சிறப்பான சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.

மூவிணை திறன் காலியம் மற்றும் இன்டியத்தின் ஆக்ஸைடு களும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் ஈரியல்பு தன்மையன; இருப்பினும் தாலியம் ஹைட்ராக்ஸைடு $Tl(OH)_3$ காரப்பண்புகளை மட்டும் தான் பெற்றுள்ளது.

ஓரிணை திறன் தாலியத்தின் சேர்மங்கள மிகவும் குறிப்பிடத் தகுந்தவைகளாக உள்ளன. இவை ஒரு பக்கத்தில் கார உலோகங்களின் சேர்மங்களையும் மறுபக்கத்தில் சில்வர் சேர்மங்களையும் ஒத்துள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, தாலியம் ஆக்ஸைடு Tl_2O நீருடன் தீவிரமாகக் கூடி ஹைட்ராக்ஸைடை $TlOH$ உண்டாக்குகிறது. இது நீரில் நன்கு கரையும் ஒரு வலிமையான காரமாகும்.

ஓரிணை திறன் தாலியத்தின் பெரும்பாலான உப்புகள் எளிதின் நீரில் கரைகிறது; ஆனால் இதன் ஹாலைடுகள் பெரிதும் கரை வதில்லை. சில்வர் உப்புகளைப் போல இதன் உப்புகளும் ஒளியினால் பாதிக்கப்படுகின்றன.

காலியம் துணைத் தொகுதியின் தனிமங்கள், அயர்ன் அல்லாத உலோகவியலில் கிடைகரும் கழிவுகளிலிருந்து, முக்கியமாக, சிங்க் அடர்வுகளிலிருந்து சிங்க்கைப் பிரித்தெடுத்த பிறகு எஞ்சியிருக் கிம் கசடுகளிலிருந்து, உற்பத்தி செய்யப்படுகின்றன.

உயர் வெப்பநிலைகளை அளப்பதற்கு படிகக்கல் வெப்பமானி களில் நிரப்புவதற்கு உலோகக் காலியம் அண்மைக் காலத்தில் பயன்படுத்தப்பட்டு வருகிறது. காலியம் 29.7°C-ல் உருகி 2,244°C வெப்பநிலையில் கொதிப்பதால், சாதாரண வெப்பமானி களைக் கொண்டு அளக்க முடியாத 1,000°C மற்றும் அதற்கு மேலான வெப்பநிலைகளையும் அளப்பதற்கு இதுபோன்ற வெப்ப மானிகள் பயனுடையவைகளாக உள்ளன. அலுமினியத்துடன் காலியம் உலோகத்தைச் சேர்ப்பது எளிதில் சூடான நிலையைப் பெறக்கூடிய உலோகக் கலவைகளை உண்டாக்குகிறது; காலியம் மற்றும் கோல்டு கலந்த உலோகக் கலவை நகைகள் செய்வதிலும் போலிப் பற்களைச் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது.

இன்டியம் கண்ணாடிகளின் மீது பூசுவதற்கு சில்வருக்கு பதிலாகப் பயன்படுகிறது. இண்டியம் பூச்சைக் கொண்ட கண்ணாடிகள் உரிய காலத்தில் மங்காமல் இருக்கும்; இவற்றின்

பிரதிபலிப்புக் குணகம் மாருமல் உள்ளது. இன்டியம், பொருள்களைத் தாங்கும் இடுக்கிகள் மீது பூசுவதற்கும் மின் எரி இழைகளைத் தயாரிக்கப் பயன்படும் உலோகக் கலவையின் ஒரு பகுதிப் பொருளாகவும் மற்றும் குறை மின்கடத்திகளை உண்டாக்குவதற்கும் பயன்படுகிறது.

தாலியம் சேர்மங்கள் ஒளிப்படத் துறை மற்றும் மருத்துவத்திலும் மற்றும் உயர் ஒளி விலகல் எண் கொண்ட ஒளியியல் கண்ணுடிகளைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகின்றன. தாலியம் சல்ஃபைடு, உயர்கூர் உணர்ச்சி கொண்ட ஒளிக் கலன்கள் (photo cells) தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. உலோக தாலியம், சில தாங்கும் பொருள்கள் மற்றும் அமிலம் தாங்க வல்ல உலோகக் கலவைகளில் பகுதிப் பொருளாக உள்ளது.

ஸ்கான்டியம் துணைத் தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு						
ஸ்கான்டியம்	Sc	*44·956*	*21*	*2*	*8*	*9*	*2*			
யட்ரியம்	Y	*88·905*	*39*	*2*	*8*	*18*	*9*	*2*		
லாந்தனம்	La	*138·91*	*57*	*2*	*8*	*18*	*18*	*9*	*2*	
ஆக்டினியம்	Ac	[227]	*89*	*2*	*8*	*18*	*32*	*18*	*9*	*2*

221. ஸ்கான்டியம் துணைத்தொகுதியின் பொதுப் பண்புகள்

மேலே குறிப்பிடப்பட்டுள்ள தனிமங்களோடு லாந்தனைடுகளும் இத்தொகுதியில் அடங்கும். இத்தொகுதியின் எல்லாத் தனிமங்களின் அணுக்களினுடைய வெளி ஷெல்களிலும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. ஸ்கான்டியம், யுட்ரியம், ஆக்டினியம் மற்றும் லாந்தனம், கடோலினியம், லுட்டீசியம் ஆகிய மூன்று லாந்தனைடுகளின் ஈற்றயல் ஷெல்களில் 9 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன; மற்ற எல்லா லாந்தனைடுகளும் 8 எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன.

ஸ்கான்டியம் துணைத் தொகுதி தனிமங்களின் உச்ச இணை திறன், ஒரு விதியாக, மூன்றுச்குச் சமமாக உள்ளது. இருப்பினும், சீரியம் நான்கு இணைதிறனுடன் பல பெறுதிகளை உண்டாக்குகிறது. நான்கு இணைதிறன் பிரசோடிமியம் மற்றும் டெர்பியம் ஆக்ஸைடுகளும் அறியப்பட்டுள்ளன; ஆனல் இவை மிகவும் நிலையற்றவை.

இயற்கையில் இத்தனிமங்கள் ஒன்றோடு ஒன்று கலந்தும், சிர்கோனியம், ஹாப்னியம் மற்றும் தோரியம் ஆகிய நான்காவது தொகுதி தனிமங்களுடன் சேர்ந்தும் காணப்படுகின்றன. இவற்றின் தயாரிப்பிற்கு மிகவும் முக்கியமாக உள்ள மூலப் பொருள்களுள் ஒன்றாக இருப்பது சீரியம் மற்றும் லாந்தனம் மற்றும் பலவற்றின் ப்பாஸ்பேட்டுகளின் கலவையான **மோனசைட்** கனிமமாகும். இக்கனிமத்திலுள்ள தனிமங்கள் மிகவும் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதன் காரணமாக, இவற்றைப் பிரித்தெடுக்கும் முறை மிகவும் சிக்கலாக உள்ளது. லாந்தனைடுகளைப் பிரித்தெடுப்பது, முக்கியமாகக் கடினமாக உள்ளது.

தனி நிலையில் ஸ்காண்டியம் துணைத்தொகுதிகளின் தனிமங்கள் உயர் உருகு நிலைகளைக் கொண்ட உலோகங்களாக உள்ளன. இவற்றின் உலோகப் பண்புகள் காலியம் துணைத்தொகுதித் தனிமங்களினுடையதைவிட மிகவும் அதிகமாக ஓங்கியுள்ளன. இவை நீரை சாதாரண வெப்பநிலையில் அல்லது சூடு செய்யும் போது சிதைக்கின்றன; அமிலங்களில் எளிதில் கரைகின்றன. இவற்றுள் சில ஹைட்ரஜனுடன் ஹைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன (LaH_3 போல).

இத்தொகுதியின் ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் காரப் பண்புகளை மட்டும்தான் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் உப்புகள் இலேசாகத்தான் நீராற்பகுப்படைகின்றன.

ஸ்காண்டியம் துணைத்தொகுதியின் எல்லாத் தனிமங்களும் சிறப்பான வரி நிற நிரலை உண்டாக்குகின்றன; இது ஒன்றே இவற்றின் தனித் தன்மையை மிகவும் சரியாகக் கண்டறிவதற்கான வழியாகும்.

அரு-மண் தனிமங்கள் மற்றும் அவற்றின் உப்புகளின் பயன்கள் தொழிற்றுறையில் ஆண்டிற்காண்டு அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது. லாந்தனம், நியோடிமியம் மற்றும் சீரியம் ஆகியவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் சில சிறப்பான கண்ணாடிகளை உற்பத்தி செய்வதில் கலவைகளாகப் பயன்படுகின்றன. எடுத்துக் காட்டாக, ஒளியியலில் பயன்படும் லென்சுகளைத் தயாரிப்பதற்கான ஒளியியல் கண்ணாடி மற்றும் பாதுகாப்பு மூக்குக்கண்ணாடி வகையைச் சேர்ந்த கண்ணாடிகளில் லாந்தனம் அல்லது நியோடிமியம் கலந்துள்ளது. சீரியம் கொண்டுள்ள கண்ணாடிகள் கதிரியக்கச் செயலினால் கருமை அடைவதில்லை.

அலுமினியம் மற்றும் மக்னீசியம் உலோகக் கலவைகளை அதிக பிளாஸ்டிக் தன்மையுடையதாகவும் மிகவும் உயர் வெப்ப நிலைகளைத் தாங்கக் கூடியதாகவும் செய்வதற்கு அவற்றுடன் உலோக சீரியம் சேர்க்கப்படுகிறது. இவ்வுலோகக் கலவைகள் ஆகாய விமானங்களின் பாகங்களைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகின்றன.

சீரியம் நைட்ரேட் வெண்சுடர் வீசி எரிகிற வாயு திரிகளைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது. 30% அயர்ன் மற்றும் 70% சீரியத்தைக் கொண்டுள்ள உலோகக் கலவை (மற்றும் பிற அரு-மண் தனிமங்களுடனும்) பூஞ்சுருட்டு தீக் கருவிகளில் பயன்படும் தீக்கல்லைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

23. தனிம வரிசை அட்டவணையின் நான்கு மற்றும் ஐந்தாம் தொகுதிகளின் உலோகங்கள்

ஜெர்மானியம் மற்றும் டைட்டேனியம் துணைத்தொகுதிகளின் தனிமங்கள் நான்காவது தொகுதியின் உலோகங்கள் ஆகும். வனேடியம் துணைத்தொகுதியின் தனிமங்கள் ஐந்தாம் தொகுதியின் உலோகங்களாக உள்ளன.

ஜெர்மானியம் துணைத்தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
ஜெர்மானியம்	Ge	72·59	32	2	8	18	4		
டின்	Sn	118·69	50	2	8	18	18	4	
லெட்	Pb	207·19	82	2	8	18	32	18	4

222. ஜெர்மானியம் துணைத்தொகுதியின் பொதுப் பண்புகள்

ஜெர்மானியம், டின் மற்றும் லெட் ஆகிய தனிமங்கள் மேலே கண்ட நான்காவது தொகுதியின் மாதிரித் தனிமங்களான கார்பன் மற்றும் சிலிக்கனுடன் மிகவும் ஒத்தவைகளாகும். இவை அனைத்தும் நான்காவது அல்லது கார்பன் தொகுதியின் முக்கியத் துணைத்தொகுதித் தனிமங்களாக அமைகின்றன. கார்பன் குடும்பத்தின் (எல்லா) ஐந்து தனிமங்களும் அவற்றின் அணுக்களினுடைய வெளி ஷெல்களில் நான்கு எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளன. எனவே, இவை எட்டு எலெக்ட்ரான் அமைப்புக்குப் போதிய எண்ணிக்கையில் எலெக்ட்ரான்களை

வழங்கக்கூடியதாக இருப்பதோடு, எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக் கொள்ளக்கூடியவைகளாகவும் செயல்பட்டு, சகப்பிணைப்புகளை உண்டாக்குகின்றன; இப்பண்பு அலோகங்களுக்குரிய பொதுப் பண்பாகும். இருப்பினும் ஜெர்மானியம் துணைத்தொகுதித் தனிமங்களினுடைய எலெக்ட்ரான் ஏற்கும் தன்மை, இவற்றின் அணுக்களினுடைய ஈற்றயல் ஷெல்களில் 18 எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பதாலும் மற்றும் இவற்றின் அணு ஆரங்கள் மிகவும் பெரியவைகளாக இருப்பதாலும், மிகவும் குறைவாகக் காணப் படுகிறது. கார்பன் மற்றும் சிலிக்கனைப் போலவே இவையும் வளிமநிலை ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களை உண்டாக்கிய போதிலும், இச்சேர்மங்கள் மிகவும் நிலையற்றவைகளாக உள்ளன. மாறாக, இவை எலெக்ட்ரான்களை மிகவும் எளிதில் வழங்குகின்றன; இத் தன்மை அணு எண் அதிகரிக்கும்போது அதிகரிக்கச் செய்கிறது. இதன் காரணமாகத்தான், ஜெர்மானியத்தின் அலோக மற்றும் உலோகப் பண்புகள் சமமாக ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன; ஆனால் டின் மற்றும் லெட்டில் உலோகப் பண்புகளே அதிகமாக ஓங்கி யுள்ளன. டின் மற்றும், லெட் இயற்பியல் பண்புகளில் மாதிரி உலோகங்களாக உள்ளன. இவற்றின் அலோகத் தன்மை வேதியியக் கூடுகையில் மட்டும்தான் வெளிக்காட்டப்படுகிறது.

அத்தியாயம் 17-ல் குறிப்பிட்டபடி, கார்பன் தொகுதியின் எல்லாத் தனிமங்களும் அவற்றின் உச்ச இணைதிறனை +4 உடன் +2 இணைதிறனையும் காட்டுகின்றன. ஆனால் ஈரிணைதிறன் கார்பன் மற்றும் சிலிக்கனுடையச் சேர்மங்கள் (CO மற்றும் SiO) சிறப்பானவைகள் அல்ல; மிகவும் நிலையற்றவைகளாக உள்ளன. ஜெர்மானியம் உப தொகுதித் தனிமங்களின் ஈரிணைதிறன் காட்டும் தன்மை மிகவும் வலுவாக உள்ளது; டின்னினுடைய ஈரிணை-மற்றும் நான்கிணைதிறன் நிலைகளையுடைய சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் சமஅளவில் நிலைத்த தன்மையுடையவைகளாக உள்ளன; லெட் அதன் பெரும்பாலான சேர்மங்களில் ஈரிணை திறனுடன் காணப்படுகிறது.

223. ஜெர்மானியம்: அணு எடை 72.59

ஜெர்மானியம் மிகவும் பரவிக் காணப்படும் தனிமங்களுள் ஒன்றாகும். ஜெர்மானியத்தை மிகு அளவுகளில் கொண்டுள்ள கனிமங்கள் மிகவும் அரிதே. இதன் மிக முக்கிய கனிமங்கள் **அர் ஜிரோடைட்** $4Ag_2S.GeS_2$ மற்றும் ஜெர்மானைட் $6CuS \cdot GeS_2$ ஆகியவை ஆகும். அதே சமயத்தில், பல தாதுக்களில், ஜெர் மானியத்தின் சேர்மங்கள் மிகச் சிறிய அளவுகளில் காணப்படு கின்றன. பூமியின் மேலோட்டில் எடையளவில் ஜெர்மானியத்தின்

மொத்த அளவு $4 \times 10^{-4}\%$ ஆகும். ஜெர்மானியம் தயாரிப்ப தற்கான வழக்கமான மூலப்பொருள் கடின மற்றும் பழுப்பு நிலக் கரியின் சாம்பல் மற்றும் சிங்க் உலோகவியலில் உண்டாகும் கழிவு களாகும்.

ஜெர்மானியம், அண்மை ஆண்டுகளில் தான் மின் மற்றும் ரேடியோ பொறியியலில் அதிக முக்கியத்துவம் பெற்றுக் காணப் படுகிறது; இங்கு ஜெர்மானியம் ஒரு குறை மின்கடத்தியாகப் பயன்படுகிறது.

குறைமின் கடத்திகள் என்பன மின்கடத்திகளுக்கும் மின் காப்புகளுக்கும் இடைப்பட்ட மின் கடத்தும் திறனைக் கொண்ட பொருள்களாகும். சாதாரண சூழ்நிலைகளில் மின்சாரத்தைக் கடத்தாத் தன்மை இவற்றின் சிறப்புப் பண்பாகும்; ஆனால் வெப்பம், ஒளி மற்றும் பிற காரணங்களினால் மின்கடத்தும் திறனைப் பெறக்கூடியவைகளாக உள்ளன. ஒரு குறிப்பிட்ட வகையைச் சேர்ந்த குறை கடத்திகள், தொடர்பு பெறும்படிச் செய்யும்போது, மின்சாரத்தை ஒரு திசையில் மட்டும் கடத்தும் பண்பைப் பெற்றிருக்கின்றன.

பண்பளவில் குறை கடத்திகள் உலோகங்கள் மற்றும் மின் காப்புப் பொருள்களிலிருந்து வேறுப்பட்டிருப்பதன் காரணமாக, தற்கால மின் மற்றும் ரேடியோ பொறியியலில் பல தொழில் நுணுக்க இடர்களைப் போக்குவதற்காக இவை பயன்படுத்தப் பட்டு வருகின்றன.

எடுத்துக்காட்டாக, ரேடியோ பொறியியலில் பயன்படும் மிகவும் பெரிய, உடையக்கூடிய வெற்றிட வால்வுகளை நீண்ட நாட்கள் உழைக்கும் சிறிய படிக ஜெர்மானிய டயோடுகள் மற்றும் டிரையோடுகளால் பதிலீடு செய்யமுடிகிறது; இவற்றுள் சில வற்றின் பருமன் 0.01 கன.செ.மீட்டருக்கு அதிகமாக இருப்ப தில்லை. இது, ரேடியோ, தொலைக்காட்சி கருவி, கணக்கிடும் இயந்திரங்கள், ரேடார்கருவிகள் மற்றும் பல்வேறு கருவிகளின் அளவைப் பெருமளவிற்குக் குறையச் செய்வதற்கும், இவற்றின் செயல்படும் தன்மையை மேம்படச் செய்வதற்கும் மற்றும் அதே சமயத்தில் எடுத்துக் கொள்ளப்படும் மின் சக்தியின் அளவைப் பெரிதும் குறைக்கச் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது. ஜெர்மானி யத்தால் செய்யப்பட்ட பெருக்கிகள் நீண்ட நாள் உழைக்கக்கூடிய வைகளாகவும், வெற்றிடம் இல்லாமல் செயல்படக் கூடியவை களாகவும் மற்றும் சாதாரண வால்வுகளுக்கு தேவைப்படுவது

போன்று மின்சக்தி தேவையில்லாமலும், மின்கம்பி இழைகள் சூடு அடைவதற்கு நேரம் பிடிக்காமலும் பயன்படக் கூடியவைகளாக உள்ளன. இவை நீண்ட நாட்கள் பயனுடையவைகளாக உள்ளன.

பல்வேறு 'தொழில் நுணுக்க முறைகளை தானாகக் கட்டுப் படுத்தும் பல்வேறு கருவிகளில் குறைக்கடத்திகள் அதிகமாகப் பயன்படுகின்றன. மின்சக்தி நிலையம், உயர்சக்தி கொண்ட a-c மின்சாரத்தை நேர் மின்சாரமாக மாற்றுவதற்கு ஜெர்மானியம் திருத்திகளைப் பயன்படுத்துகிறது. குறைக் கடத்திகளைப் பயன் படுத்தி, வெப்பம் மற்றும் ஒளி ஆற்றலை, 8–10% திறனுடன் மின் ஆற்றலாக தற்போது மாற்ற முடிகிறது. கதிரியக்கக் கதிர்களின் ஆற்றலை மின்ஆற்றலாக மாற்றுவதற்கும் குறைக் கடத்திகள் பயன் படுகின்றன.

சிலிக்கன், சாம்பல் நிற டின் மற்றும் சில வேதியியச் சேர்மங் களும் உலோகக் கலவைகளும் ஜெர்மானியத்தைப் போன்ற பிற குறைக் கடத்திகளாகும்.

குறை மின்கடத்தி கருவிகளில் பயன்படும் ஜெர்மானியம் மிகத் தூயதாக இருக்க வேண்டும்; ஏனெனில், 10 மில்லியன் ஜெர்மானியம் அணுக்களில் மாசுக்களின் ஒரு அணு இருந்தாலும் கூட அதன் மின்கடத்தும் திறனை அதிகரிக்கச் செய்கிறது. இது போன்ற தூய ஜெர்மானியம் 'பகுதி' உருக்குதல் முறையில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

ஜெர்மானியம் சில்வர் போன்ற வெண்மை நிறமுடைய மிகவும் நொறுங்கும் தன்மை கொண்ட ஒரு உலோகமாகும். அடர்த்தி 5.35 கி./செ.மீ^{3}. உருகுநிலை 958.5°C இறுகிய நிலையில் உள்ளபோது உலர்ந்த மற்றும் ஈரமான காற்றில் சூடுசெய் தாலும், எவ்வித மாற்றமும் அடைவதில்லை. மிதமாக சூடுசெய் தாலும் தூளாக்கப்பட்ட ஜெர்மானியம் டை ஆக்ஸைடாக GeO_2 மாறிவிடுகிறது.

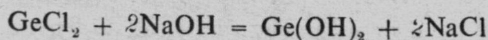
ஹைட்ரோகுளோரிக் மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலங்கள் ஜெர் மானியத்தைப் பாதிப்பதில்லை; ஆனல் நைட்ரிக் மற்றும் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலங்கள் இதனை டை ஆக்ஸைடாக ஏற்றம் பெறச் செய்கின்றன. ஜெர்மானியம் காரங்களில் மெதுவாகக் கரைகிறது. சுமார் 200 அல்லது 250°C-ல் ஜெர்மானியம் ஹாலஜன்கள் மற்றும் சல்ஃபருடன் தீவிரமாக வினைபுரிகிறது.

ஜெர்மானியம் அதன் சேர்மங்களில் ஈரிணை மற்றும் நான்கிணை திறன்களைப் பெற்றுள்ளது.

ஈரிணைதிறன் ஜெர்மானியத்தின் சேர்மங்கள் மிகவும் நிலையற்றவை; இவை எளிதில் நான்கிணைதிறன் சேர்மங்களாக ஏற்றம் அடைகின்றன; எனவே இவை தீவிர ஒடுக்கக் கரணிகளாக செயல்படுகின்றன.

ஜெர்மானியம் ஆக்ஸைடு GeO: இது ஒரு கருப்பு நிற படிக வடிவான தூள், மிகவும் நிலையற்றது. ஜெர்மானியம் டை ஆக்ஸைடை மக்னீசியம் அல்லது உலோக ஜெர்மானியம் கொண்டு கவனமாக ஒடுக்கம் பெறச் செய்து ஜெர்மானியம் ஆக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஹைட்ரோஹாலிக் அமிலங்களுடன் வினை புரிந்து டைஹாலைடுகளை உண்டாக்குகிறது.

ஜெர்மானியம் ஹைட்ராக்ஸைடு $Ge(OH)_2$: இதனை ஜெர்மானியம் குளோரைடு கரைசலிலிருந்து காரங்கள் அல்லது அம்மோனியா கொண்டு வீழ்படிவாக்கலாம்.



$$GeCl_2 + 2NaOH = Ge(OH)_2 + 2NaCl$$

இது பண்புகளில் ஈரியல்புடையது; அறியக்கூடிய அளவிற்கு நீரில் கரைகிறது. இதன் நீர்க் கரைசல் அமிலத் தன்மையுடன் வினை புரிகிறது.

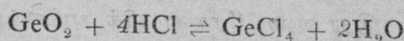
நான்கிணைதிறன் சேர்மங்கள் ஜெர்மானியம் தனிமத்தின் சிறப்பான சேர்மங்களாகும். இவை மிகவும் நிலையானவை; நன்கு அறியப்பட்டுள்ளன. ஈரிணைதிறன் ஜெர்மானியத்தின் பெறுதிகளைவிட இவற்றின் எண்ணிக்கை மிக அதிகம்.

ஜெர்மானியம் டைஆக்ஸைடு GeO_2: இது ஒரு வெண்மை நிறப் படிகப் பொருள். அடர்த்தி 4·703 கி./செ.மீ.^{3} இது உணரக்கூடிய அளவிற்கு நீரில் கரைகிறது; கரைசல் மின்சாரத்தைக் கடத்துகிறது. இது, முக்கியமாக ஜெர்மானியத்தை ஆக்ஸிஜனில் சூடு செய்து அல்லது அடர் HNO_3 கொண்டு ஏற்றம் பெறச் செய்து தயாரிக்கப்படுகிறது.

ஜெர்மானியம் டை ஆக்ஸைடு ஓங்கிய அமிலப் பண்புகளைக் கொண்ட ஒரு ஈரியல்பு ஆக்ஸைடாகும்; இதன் காரணமாக இது எளிதில் காரங்களில் கரைந்து ஜெர்மானிக் அமிலத்தின் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. இவ்வுப்புகள் நிறமற்றவை. ஜெர்மானிக் அமிலத்தின் பொட்டாசியம் மற்றும் சோடியம் உப்புகள் நீரில் நன்கு கரைகின்றன.

ஜெர்மானியம் டை ஆக்ஸைடு மிக உயர் ஒளிவிலகல் எண் கொண்ட ஒளியியல் கண்ணாடியைத் தயாரிக்கும் தொழில் நுணுக்கத்தில் பயன்படுகிறது.

ஜெர்மானியம் டெட்ராகுளோரைடு $GeCl_4$: ஜெர்மானியம் உலோகத்தைக் குளோரினில் சூடு செய்து அல்லது அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலுள்ள ஜெர்மானியம் டை ஆக்ஸைடின் சூடான தொங்கலினூடே ஹைட்ரஜன் குளோரைடைச் செலுத்தி $GeCl_4$ தயாரிக்கப்படுகிறது.

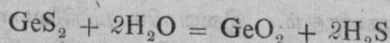


$$GeO_2 + 4HCl \rightleftharpoons GeCl_4 + 2H_2O$$

வினை மீளும் தன்மையது; மிகை அளவு நீரில் வினை வலது பக்கமிருந்து இடது பக்கமாகச் செயல்படுகிறது.

ஜெர்மானியம் டெட்ராகுளோரைடு ஒரு நிறமற்ற இயக்கமுறு நீர்மம். அடர்த்தி 1.874கி./செ.மீ.^{3} கொதிநிலை 83.1°C. இது பண்புகளில் சிலிக்கன் டெட்ராகுளோரைடை ஒத்திருக்கிறது.

ஜெர்மானியம் டைசல்ஃபைடு GeS_2: இது, படிக மற்றும் படிக வடிவற்ற என இரண்டு வடிவங்களில் நிலவுகிறது. காற்றிலுள்ள ஈரம் இதனைச் சிதைத்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை வெளிப்படுத்துகிறது.



$$GeS_2 + 2H_2O = GeO_2 + 2H_2S$$

ஜெர்மானியம் டைசல்ஃபைடு எளிதில் நிலையான தயோ உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

ஜெர்மானியம் ஹைட்ரைடுகள்: ஜெர்மானியம் குளோரைடை சோடியம் இரசக் கலவையுடன் ஹைட்ரஜன் முன்னிலையில் வினை புரியச் செய்யும்போது அல்லது ஜெர்மானியம் - மக்னீசியம் உலோகக் கலவையை அமிலங்களைக் கொண்டு சிதைக்கும்போது ஜெர்மானியம் டெட்ராஹைட்ரைடு GeH_4 உண்டாகிறது. இது ஒரு நிறமற்ற வாயு; இது, ஆர்சினிக் ஹைட்ரைடைப் போல, சூடு செய்யும்போது சிதைந்து உலோகக் கண்ணாடியை உண்டாக்கிறது. இதன் உருகுநிலை $-165°C$; கொதிநிலை $-88.5°C$.

எளிய ஜெர்மானியம் ஹைட்ரைடைத் தயாரிக்கும்போது இதன் படிவரிசைச் சேர்மங்களான Ge_2H_6 மற்றும் Ge_3H_8 ஆகியவைகளும் சிறு அளவுகளில் உண்டாகின்றன.

224. டின் (ஸ்டேனம்): அணு எடை 118.69:

இதனை மிகவும் பரவலாகக் காணப்படும் உலோகம் எனக் கருத முடியாது (பூமியின் மேலோட்டில் இதன் அளவு $8 \times 10^{-3}\%$ எடையளவாகும்). ஆனால், இதனை இதன் தாதுக்களிலிருந்து எளிதில் பிரித்தெடுக்க முடிகிறது. இக்காரணத்தினால் இவ்வுலோகம் மனிதனுக்கு பழங்காலத்திலேயே தெரிந்திருந்தது. நாகரீக வாழ்க்கை தோன்றிய தொடக்க காலத்திலேயே (வெண்கல காலம்) டின்னை காப்பருடன் கலந்து உலோகக் கலவை வடிவில் (வெண்கலம்) மனிதன் பயன்படுத்தி வந்தான். டின் சில சமயங்களில் இயற்கையில் தனிநிலையில் காணப்படுகிறது; ஆனால் பொதுவாக ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்த நிலையில் **காசிடெரைட்** அல்லது **டின்ஸ்டோன்** SnO_2 எனப்படும் சேர்மமாகக் காணப்படுகிறது. இதனை நிலக்கரி கொண்டு ஒடுக்கி டின் பெறப்படுகிறது.

மலேயா, வியட்நாம், பொலிவியா மற்றும் இந்தோனேசியா ஆகிய இடங்களில் பெருமளவு டின் படிவுகள் காணப்படுகின்றன. USSR-ல் வாணிப முக்கியத்துவம் உடைய டின் தாதுக்கள் கிழக்கு சைபீரியா மற்றும் யாக்கெட் ASSR ஆகிய இடங்களில் கண்டு பிடிக்கப்பட்டுள்ளன.

1962ல் முதலாளித்துவ நாடுகளில் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட டின்னின் அளவு 143,000 டன்களாகும்.

தனி நிலையில் டின் ஒரு சில்வர் போன்ற வெண்மை நிறமுடைய மென்மையான உலோகம். அடர்த்தி 7.28. கி./செ.மீ.^{3} உருகுநிலை 231.9°C. இது ஒரு குறிப்பிட்டறியக் கூடிய படிக அமைப்பைப் பெற்றுள்ளது. ஒரு டின் குச்சியை வளைத்தால் அது ஒரு சிறப்பான சப்தத்தை உண்டாக்குகிறது; தனிப்பட்ட படிகங்களுக்கு இடையே உராய்வு நிகழ்தல் இதற்குக் காரணமாக இருக்கலாம். டின் மிருதுவானது: கம்பியாக இழுபடும் தன்மையுடையது; இதனை எளிதில் டின் காகிதம் எனப்படும் மெல்லிய தகடுகளாகச் சுற்றலாம்.

கனச்செவ்வக வடிவத்தில் படிகமாகும் சாதாரண வெண்மை டின்னோடு, சாம்பல் நிற படிகவடித்தான டின்னின் வேறொரு வடிவமும் உள்ளது. இதன் அடர்த்தி 5.75 கி./செ.மீ.^{3} நீண்ட நேரம் தீவிர பனியில் வைக்கப்பட்ட டின் பொருள்கள் மீது சில சமயங்களில் சாம்பல் நிறப்புள்ளிகள் தோன்றுவதாக நீண்ட காலமாக அறியப்பட்டு வந்தது. இவ்வியற்பாடு **டின் நோய் (tin plague)** எனப்பட்டது. சாதாரண டின் 13.2° C-க்கு மேலான

வெப்பநிலைகளில் மட்டும்தான் நிலையாக இருக்கும் என்பது பிறகு நிரூபிக்கப்பட்டது; இதற்குக் குறைந்த வெப்பநிலையில் இது **சாம்பல் டின்னுக** மாறிவிடலாம். வெப்பநிலை எந்த அளவிற்குக் குறைவாக உள்ளதோ அந்த அளவிற்கு இம்மாற்றம் விரைவாக நிகழ்கிறது. சூடு செய்யும்போது சாம்பல் டின் வெண்ணிற டின்னுக மாறிவிடுகிறது. சாம்பல் டின் போன்ற பொருள்களை டின்னுடன் ஒட்டச் செய்து டின் நோயை அதிகரிக்கச் செய்யலாம்.

டின்னை 161°C-க்கு மேல் சூடு செய்தால் ஒரு மூன்ருவது புறவேற்றுருவம் (சாய் சதுரம்) தோன்றுகிறது. இவ்வடிவில் இது மிகவும் நொறுங்கும் தன்மையுடையது. எளிதில் பொடியாக அரைக்க முடிகிறது; சிறிது உயரத்திலிருந்து போட்டால் சிறு துண்டுகளாக உடைகிறது.

டின் சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் காற்றில் ஏற்றம் அடைவதில்லை; ஆனல் உருகு நிலைக்கு மேலாகச் சூடு செய்தால் படிப்படியாக டின் டை ஆக்ஸைடாக SnO_2 மாறுகிறது.

டின் நீருடன் வினை புரிவதில்லை. டின் மற்றும் ஹைட்ரஜனுடைய திட்ட மின் அழுத்தங்களுக்கு இடையே உள்ள வித்தியாசம் மிகமிகக் குறைவாக இருப்பதனல், நீர்த்த அமிலங்கள் இதனை மிக மெதுவாகக் கரைக்கின்றன (அட்டவணை 27-ஐ காண்க). டின் அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் மிகவும் நன்ருகக் கரைகிறது.

டின் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடனும் தீவிரமாக வினை புரிந்து β-ஸ்டேனிக் அமிலம் எனப்படும் நீரில் கரையாத ஒரு வெண்மை நிறப்பொடியை உண்டாக்குகிறது.

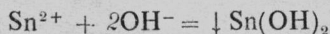
காற்று மற்றும் நீரின் செயலை டின் தாங்கவல்லதாக இருப்பதால், இது பிற உலோகங்களின் மீது பூசுவதற்கு (டின் முலாம் பூசுதல்) பயன்படுகிறது. உற்பத்தி செய்யப்படும் டின்னில் பாதி அளவு டின் தகடுகளை அதாவது டின் பூசப்பட்ட அயர்ன் தகடுகளைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுத்தப் படுகிறது. டின் வெண்கலம், பேபிட்கள் (babbits) போன்ற உலோகக் கலவை வடிவிலும் பயன்படுகிறது. மேலும், தூய நிலையிலும் லெட், உலோகக் கலவையாகவும் உலோகங்களைப் பற்ற வைப்பதற்குப் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

டின், ஸ்டேனஸ் மற்றும் ஸ்டேனிக் என்ற இரண்டு ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது; இதற்கேற்ப இரண்டு வகை

டின் சேர்மங்கள் அறியப்பட்டுள்ளன. முதல் வகையில் டின், ஈரிணைத் திறனுடன் உலோகத்தைப் போல செயல்படுகிறது; இரண்டாவது வகையில் நான்கிணைத் திறனுடன் பண்புகளில் அதிகமாக ஒரு அலோகத்தைப்போல செயல்படுகிறது.

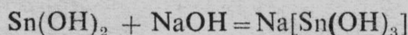
ஈரிணை திறன் டின் சேர்மங்கள்: ஸ்டேனஸ் ஆக்ஸைடு SnO ஒரு ஆழ்ந்த பழுப்பு நிற தூள். இது ஸ்டேனஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு $Sn(OH)_2$ கார்பன் டை ஆக்ஸைடு சூழ்நிலையில் சிதையும்போது உண்டாகிறது.

ஸ்டேனஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு $Sn(OH)_2$: ஈரிணை திறன் டின் உப்புகள் காரங்களுடன் வினைபுரியும்போது இது வெண்மை நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.



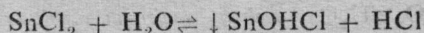
$$Sn^{2+} + 2OH^- = \downarrow Sn(OH)_2$$

இச்சேர்மம் ஈரியல்புடையது; எளிதின் அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் கரைகிறது. காரங்களில் கரையும் போது **ஸ்டேனேட்டுகள்** எனப்படும் ஹைட்ராக்சி உப்புகள் உண்டாகின்றன. இவை சிங்கேட்டுகளைப் போன்றவை.



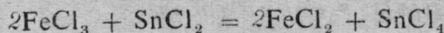
$$Sn(OH)_2 + NaOH = Na[Sn(OH)_3]$$

டின் குளோரைடு II அல்லது ஸ்டேனஸ் குளோரைடு $SnCl_2.2H_2O$: டின்னை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது; இரண்டு நீர் மூலக்கூறு படிக நீருடன் நிறமற்ற படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. சூடு செய்யும் போது அல்லது நீருடன் அதிகமாக நீர்க்கும்போது $SnCl_2$-ன் நீர்க்கரைசல்கள் பகுதியளவு நீராற் பகுப்படைந்து கார உப்பின் வீழ்படிவை உண்டாக்குகின்றன.



$$SnCl_2 + H_2O \rightleftharpoons \downarrow SnOHCl + HCl$$

ஸ்டேனஸ் குளோரைடு: ஒரு சக்தி வாய்ந்த ஒடுக்கக் கரணியாகும். எடுத்துக் காட்டாக, இது ஃபெரிக் குளோரைடை $FeCl_3$ ஃபெரஸ் குளோரைடாக $FeCl_2$ ஒடுக்குகிறது.



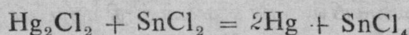
$$2FeCl_3 + SnCl_2 = 2FeCl_2 + SnCl_4$$

ஸ்டேனஸ் குளோரைடை மெர்க்குரிக் குளோரைடு கரைசலுடன் சேர்த்தால், வெண்ணிற வீழ்படிவாகக் கலோமல் உண்டாகிறது.



$$2HgCl_2 + SnCl_2 = \downarrow Hg_2Cl_2 + SnCl_4$$

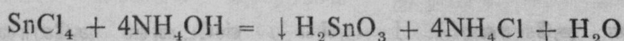
ஸ்டேனஸ் குளோரைடு மிகையாக இருப்பின் மெர்க்குரிக் குளோரைடு உலோக மெர்க்குரியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.



$$Hg_2Cl_2 + SnCl_2 = 2Hg + SnCl_4$$

நான்கிணை திறன் டின் சேர்மங்கள்: ஸ்டேனிக் ஆக்ஸைடு அல்லது டின் டை ஆக்ஸைடு SnO_2 இயற்கையில் டின்ஸ்டோன் அல்லது காசிடெரைட் என்ற கனிமமாகக் காணப்படுகிறது. இது டின்னினுடைய மிக முக்கிய தாதுவாகும். இதனை செயற்கை முறையில் தயாரிப்பதற்கு உலோகம் காற்றில் எரிக்கப்படுகிறது; நைட்ரிக் அமிலம் கொண்டு ஏற்றம் பெறச் செய்து கிடைக்கும் பொருளை வறுத்தும் இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது பல்வேறு வெண்மை நிற மெருகிடும் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன் படுகிறது.

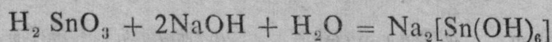
ஸ்டேனிக் ஆக்ஸைடின் ஹைட்ரேட்டுகள் ஸ்டேனிக் அமிலங்கள் எனப்படும். இவை இரண்டு வடிவங்களில் காணப் படுகிறது. α- ஸ்டேனிக் அமிலம் மற்றும் β- ஸ்டேனிக் அமிலம். அம்மோனியா நீர்க்கரைசலை ஸ்டேனிக் குளோரைடின் நீர்க் கரைசலுடன் வினைபுரியச் செய்து α ஸ்டேனிக் அமிலம் தயாரிக்கப் படுகிறது.



$$SnCl_4 + 4NH_4OH = \downarrow H_2SnO_3 + 4NH_4Cl + H_2O$$

வெளிப்படும் வெண்மை நிற வீழ்படிவு உலர்த்தப்படும்போது மெதுவாக நீரை இழந்து தூய ஸ்டேனிக் ஆக்ஸைடை உண்டாக்கு கிறது. எனவே, எந்த ஒரு குறிப்பிட்ட இயைபையும் கொண்ட எந்த ஒரு அமிலமும் பெறப்படுவதில்லை. ஆகவே, α ஸ்டேனிக் அமிலத்திற்கு வழங்கப்பட்டுள்ள மேற்கண்ட வாய்பாடு அதற்கு இருக்கக்கூடிய வாய்பாடுகளில் எளியதாகும். இவ்வமிலத்தின் இயைபை $MSnO_2 \cdot nH_2O$ என்ற வாய்பாட்டால் குறிப்பிடுவது மிகவும் பொருத்தமாக இருக்கும்

α ஸ்டேனிக் அமிலம் எளிதில் காரங்களில் கரைந்து, $[Sn(OH)_6]^{2-}$ அணைவு அயனிகளைக் கொண்ட **ஸ்டேனேட்டுகள்** எனப்படும் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

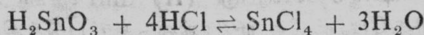


$$H_2SnO_3 + 2NaOH + H_2O = Na_2[Sn(OH)_6]$$

சோடியம் ஸ்டேனேட் கரைசலிலிருந்து வெளிப்படும் இதன் படிகங்களின் இயைபை $Na_2SnO_3 \cdot 3H_2O$ என்ற வாய்பாட்டால் தெரிவிக்கலாம். இவ்வுப்பு சாயத்தொழில் நிறம் ஊன்றியாகவும் மற்றும் பட்டுக்கு நிரப்பியாகவும் பயன்படுகிறது. சாயம்

போடுவதற்கு முன் டின் சேர்மங்களின் கரைசல்களுடன் வினை புரியச் செய்த பட்டுத்துணிகள் சில சமயங்களில் அவற்றின் சரியான எடையில் 50% அளவிற்கு டின்னைப் பெற்றுள்ளன.

அமிலங்களும் α ஸ்டேனிக் அமிலத்தைக் கரைத்து நான்கிணை திறன் டின் உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டு:



$$H_2SnO_3 + 4HCl \rightleftharpoons SnCl_4 + 3H_2O$$

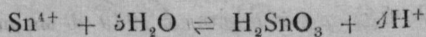
மிகையான ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் $SnCl_4$ இரண்டு HCl மூலக்கூறுகளை சேர்த்துக் கொண்டு அணைவு குளோரோ ஸ்டேனிக் அமிலத்தை $H_2[SnCl_6]$ உண்டாக்குகிறது. இதன் அம்மோனியம் உப்பு $(NH_4)_2[SnCl_6]$ சோடியம் ஸ்டேனேட் பயன்படுவது போலவே பயன்படுகிறது.

β- ஸ்டேனிக் அமிலம்: அடர் நைட்ரிக் அமிலம் டின்னுடன் வினைபுரியும்போது இது ஒரு வெண்மை நிறத் தூளாகக் கிடைக்கிறது. இதன் இயைபு α ஸ்டேனிக் அமிலத்தினுடையதைப் போன்றே குறிப்பிட்டுச் சொல்ல முடியாததாக உள்ளது. α-ஸ்டேனிக் அமிலத்திற்கு மாறாக, இது அமிலங்கள் மற்றும் காரங்கள் ஆகிய இரண்டிலும் கரைவதில்லை. ஆனால் காரங்களுடன் சேர்த்து உருக்குவதன் மூலம் இதனை ஸ்டேனேட்டுக் கரைசலாக மாற்ற முடிகிறது. இதனை வீழ்படிவாக்கப்பட்டக் கரைசலிலேயே விட்டு வைத்து இருந்தால், α- ஸ்டேனிக் அமிலம் மெதுவாக β-ஸ்டேனிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

டின்குளோரைடு (IV) அல்லது ஸ்டேனிக் குளோரைடு $SnCl_4$ இது +113.7°C-ல் கொதிக்கும் மற்றும் காற்றில் நன்கு புகையும் ஒரு நீர்மம். குளோரினை உலோக டின் அல்லது ஸ்டேனஸ் குளோரைடுடன் வினைபுரியச் செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. தொழிற்சாலையில் இதனை உற்பத்தி செய்வதற்கு டின் கழிவை (பழைய டின்களை) குளோரினுடன் வினைபடுத்தப்படுகிறது.

ஸ்டேனிக் குளோரைடு அதனுடைய சில பண்புகளில் அலோகங்களின் குளோரைடுகளை ஒத்திருந்த போதிலும், நீரில் சிறிது சிதையாமல் கரைகிறது. இதனை கரைசலிலிருந்து $SnCl_4 \cdot 5H_2O$ போன்ற பல்வேறு படிக ஹைட்ரேட்டுகளாகப் பெறமுடிகிறது.

நீர்த்த நீர்க் கரைசல்களில் $SnCl_4$ அதிக அளவிற்கு கீழ்க் கண்ட சமன்பாட்டின்படி நீராற்பகுப்படைகிறது:

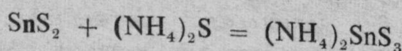


$$Sn^{4+} + 3H_2O \rightleftharpoons H_2SnO_3 + 4H^+$$

உண்டாகும் ஸ்டேனிக் அமிலம் கூழ்மக் கரைசல் நிலையைப் பெறுகிறது.

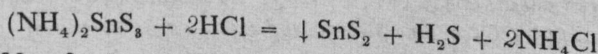
டின்சல்ஃபைடுகள்: ஸ்டேனஸ் குளோரைடுக் கரைசலை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் வினைபுரியச் செய்தால் பழுப்புநிற வீழ்படிவாக **டின் சல்ஃபைடு (II) SnS** கிடைக்கிறது; $SnCl_4$ கரைசலை இதுபோன்றே வினைக்கு உட்படுத்தினல் மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாக **டின் டை சல்ஃபைடு SnS_2** கிடைக்கிறது. பின் கண்ட சேர்மத்தை ஒரு உலர் முறையிலும் தயாரிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக டின் துகள்களை சல்ஃபர் மற்றும் அம்மோனியம் குளோரைடுடன் சூடு செய்து தயாரிக்க முடிகிறது. இம்முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட டை சல்ஃபைடு பொன்னிற ஏடுகளாக உள்ளன. இது **'வண்ணக் கோல்டு'** என்ற பெயரில் மரத்திற்கு முலாம் பூசுவதற்குப் பயன்படுகிறது.

டின் டை சல்ஃபைடு கார சல்ஃபைடுகள் மற்றும் அம்மோனியம் சல்ஃபைடில் கரைந்து, **தயோஸ்டேனிக் அமிலத்தின் H_2SnS_3** எளிதில் கரையும் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.



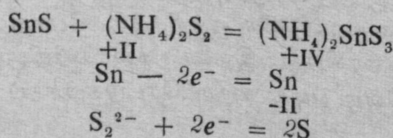
$$SnS_2 + (NH_4)_2S = (NH_4)_2SnS_3$$

தயோஸ்டேனிக் அமிலம் (ஒத்த ஆர்சினிக் மற்றும் ஆண்டிமனி தயோ அமிலங்களைப் போன்று) தனிநிலையில் நிலவியிருப்பதில்லை. இதன் உப்புகளை, அமிலங்கள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடாகவும் டின் டை சல்ஃபைடாகவும் சிதைக்கின்றன.



$$(NH_4)_2SnS_3 + 2HCl = \downarrow SnS_2 + H_2S + 2NH_4Cl$$

ஈரிணைதிறன் டின்னுக்கு உரிய தயோஉப்புகள் இல்லாத காரணத்தினல் ஸ்டேனஸ் சல்ஃபைடு கார சல்ஃபைடுகளில் கரைவதில்லை. ஆனல் கார பாலிசல்ஃபைடுகள் இதனைக் கரைத்து தயோ ஸ்டேனிக் அமிலத்தின் உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன.



$$SnS + (NH_4)_2S_2 = (NH_4)_2SnS_3$$

$$\overset{+II}{Sn} - 2e^- = \overset{+IV}{Sn}$$

$$S_2^{2-} + 2e^- = 2\overset{-II}{S}$$

டின் ஹைட்ரைடு அல்லது **ஸ்டேனேன் SnH_4:** மக்னீசியம்-டின் உலோகக் கலவையை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து முதன் முதலாக 1919-ல் ஹைட்ரஜனில் இது ஒரு மாசாகப் பெறப்பட்டது. இது ஒரு நிறமற்ற மிகுந்த நச்சுத்

தன்மையுடைய வாயு. இது $-52.6°C$-ல் நீர்மமாகச் சுருங்குகிறது. இது மெதுவாக, ஆனால் தானாக சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் சிதைந்து டின் மற்றும் ஹைட்ரஜனை உண்டாக்குகிறது.

225. லெட் (பிளம்பம்): அணு எடை 207.19

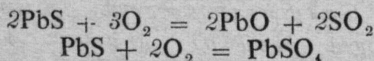
லெட் இயற்கையில் பல்வேறு சேர்மங்களாகக் காணப் படுகிறது. லெட்டைப் பிரித்து எடுப்பதற்காகப் பயன்படுத்தப் படும் மிக முக்கிய தாது **கிளான்ஸ்** அல்லது கலீனா PbS ஆகும்.

பூமியின் மேலோட்டில் காணப்படும் லெட்டின் அளவு டின்னின் அளவை ஒத்துள்ளது ($1{\cdot}6 \times 10^{-3}$ விழுக்காடு எடை யளவில்).

ஆஸ்திரேலியா, **USA**, கனடா மற்றும் மெக்ஸிகோ ஆகிய இடங்களில் பெருமளவு லெட் தாதுக்களின் படிவுகள் காணப் படுகின்றன. **USSR**-ல் காசாக்ஸ்தான், கிழக்கு சைபீரியா வடக்கு ஆஸ்ஸெட்டியா, ஆல்டெல் மலைகள் மற்றும் பல இடங் களில் லெட் படிவுகள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன.

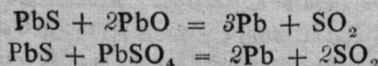
லெட்டை கலீனாவிலிருந்து சாதாரண முறையில் பிரித்தெடுக்க லாம். தாதுவை லெட் ஆக்ஸைடாக மாற்றுவதற்கு முதலில் வறுத்து பின் கிடைக்கும் லெட் ஆக்ஸைடு சுட்ட கரியினால் ஒடுக்கம் பெறச் செய்யப்படுகிறது.

லெட்டை அதன் தாதுக்களிலிருந்து சுட்ட கரியைப் பயன் படுத்தாமல் ஒடுக்குவதற்கு வேறொரு முறையும் உள்ளது. தாதுவை சிறப்பான சில உலைகளில் காற்றின் முன்னிலையில், பகுதியளவு PbS மட்டும் ஏற்றம் அடையுமாறு மிதமாக சூடு செய்து முழுமை பெருத வறுத்தல் நிகழ்த்தப்படுகிறது. இது கீழ்க்கண்ட வினைகளைப் பெற்றுள்ளது.



$$2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2$$
$$PbS + 2O_2 = PbSO_4$$

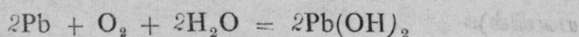
பின், காற்றை நிறுத்திவிட்டு தொடர்ந்து சூடுசெய்ய வேண்டும். பாதிப்படையாத லெட் சல்ஃபைடு லெட் ஆக்ஸைடு மற்றும் சல்ஃபேட்டுடன் வினைபுரிந்து உலோக லெட்டை உண் டாக்குகிறது:



$$PbS + 2PbO = 3Pb + SO_2$$
$$PbS + PbSO_4 = 2Pb + 2SO_2$$

லெட் ஒரு நீலம் கலந்த வெண்மை நிற, கனமான உலோகம். அடர்த்தி 11·344 கி./செ.மீ^{3}. கத்தி கொண்டு எளிதில் வெட்டக் கூடிய அளவிற்கு மென்மையானது. இதன் உருகுநிலை 327·3°C காற்றில் லெட்டின்மீது விரைவாக ஒரு ஆக்ஸைடு படலம் உண்டாகி அதனை மேலும் ஏற்றம் அடையாதவாறு தடுக்கிறது. e m f வரிசையில் லெட் ஹைட்ரஜனுக்கு மேலாக உள்ளது. இதன் நார்மல் மின்னழுத்தம்—0.126 வோல்ட் ஆகும்.

நீர் தனியாக லெட்டைத் தாக்குவதில்லை; ஆனால் காற்றின் முன்னிலையில் லெட் படிப்படியாக நீரினால் அழிக்கப்படுகிறது; லெட் ஹைட்ராக்ஸைடு உண்டாகிறது.



$$2Pb + O_2 + 2H_2O = 2Pb(OH)_2$$

இருப்பினும், கடின நீரில் லெட்டின்மீது கரையாத உப்புகளின் (முக்கியமாக லெட்சல்ஃபேட் மற்றும் லெட் கார கார்பனேட்) ஒரு பாதுகாப்பு படலம் படிந்து அதனை மேலும் நீருடன் வினைபுரிந்து $Pb(OH)_2$ உண்டாகாதவாறு தடுக்கிறது.

நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலங்கள் லெட்டை பெரும்பாலும் கரைப்பதே இல்லை; இதற்குக் காரணம் உண்டாகும் லெட் உப்புகளின் குறைந்த கரைதிறனே ஆகும். லெட் நைட்ரிக் அமிலத்தில் எளிதில் கரைகிறது. கரிம அமிலங்களும், முக்கியமாக, அசிட்டிக் அமிலம் காற்றினுடைய ஆக்ஸிஜன் முன்னிலையில் லெட்டைக் கரைக்கிறது. இவ்வினை காப்பர் கரைவது போன்று நிகழ்கிறது.

லெட் காரங்களிலும் கரைந்து **பிளம்பைட்டுகளை** உண்டாக்கு கிறது.

லெட்டின் பயன்கள் பல வகைப்படும். லெட்டை மிகுதியாகப் பயன்படுத்தும் தொழிற்சாலைகள் தந்திக் கம்பி மற்றும் சேமிப்பு மின்கல அடுக்கு தொழிற்சாலைகளாகும். இங்கு தந்திக் கம்பிக் கவசங்கள் மற்றும் சேமிப்பு மின்கல அடுக்கு தகடுகள் ஆகியவற்றைச் செய்வதற்கு லெட் பயன்படுகிறது. சல்ஃபூரிக் அமில தொழிற்சாலைகளில், நிலைக்களத்தின் கோபுரங்கள், குளிர்விக்கும் சுருள் குழாய்கள் மற்றும் பிற முக்கியப் பாகங்களைச் செய்வதற்கு லெட் பயன்படுத்தப்படுகிறது; பெருமளவு லெட், துப்பாக்கி, துப்பாக்கி ரவைகள் போன்ற போர்ச் சாதனங்கள் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது. லெட், தாங்கும் உலோகக் கலவைகள் (பேபிட்கள்) மாதிரி உலோகம், பற்றுசு போன்ற பல்வேறு உலோகக் கலவைகளின் பகுதிப் பொருளாக

உள்ளது. லெட், காமாக் கதிர்களை நன்கு உட்கவர்கிறது: எனவே கதிரியக்கப் பொருள்களைக் கொண்டு வேலை செய்யும் போது காமாக் கதிர்வீச்சுகளிலிருந்து பாதுகாத்துக்கொள்வ தற்குப் பயன்படுகிறது.

1962-ல் முதலாளித்துவ நாடுகளில் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட லெட்டின் மொத்த அளவு *1·92* மில்லியன் டன்களாகும்.

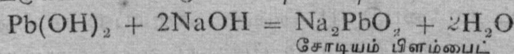
லெட் அதன் சேர்மங்களில் முக்கியமாக நேர்மின் ஈரிணை திறனுடன் காணப்படுகிறது. இருப்பினும், ஜெர்மானியம் துணைத் தொகுதியின் பிற தனிமங்களைப்போல, இதுவும் நேர்மின் நான் கிணை திறனுடன் காணப்படலாம். நான்கிணை திறன் லெட்டின் சேர்மங்கள் ஈரிணை திறன் லெட்டின் சேர்மங்களைவிடக் குறைந்த நிலைப்புத் தன்மையுடையன.

SnH_4 சேர்மத்தை விடக் குறைந்த நிலைத் தன்மைக் கொண்ட ஆவியாகும் PbH_4 சேர்மத்தைத் தயாரிக்க முடியும் எனக்காட்டப் பட்டுள்ளது.

லெட், ஈரிணை மற்றும் நான்கிணை திறன் நிலைகளுக்கு ஏற்ப இரண்டு எளிய ஆக்ஸைடுகளையும் (PbO மற்றும் PbO_2) உண் டாக்குகிறது; மற்றும் இரண்டு கலந்த ஆக்ஸைடுகளையும் Pb_2O_3 மற்றும் Pb_3O_4 உண்டாக்குகிறது. இவற்றுள் லெட்டின் இரு இணை திறன்களும் ஒரே சமயத்தில் காட்டப்படுகின்றன. லெட்டின் வேறொரு ஆக்ஸைடு சேர்மமான பிளம்பஸ் ஆக்ஸைடு Pb_2O மிகவும் நிலையற்றது.

ஈரிணைதிறன் லெட்டின் சேர்மங்கள் பிளம்பிக் ஆக்ஸைடுPbO: இது ஒரு மஞ்சள் நிற தூள். இது உருகிய லெட்டைக் காற்றில் சூடு செய்யும்போது கிடைக்கிறது; நன்ருகச் சூடுசெய்தால், இது சிவந்த மஞ்சள் நிறத்தைப் பெறுகிறது. இவ்வடிவில் இது **லித்தார்ஜ்** எனப்படும். பிளம்பிக் ஆக்ஸைடு பல்வேறு பயன்களைப் பெற்றுள்ளது; இது பிற லெட் சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கும் சேமிப்பு மின்கல அடுக்குகளின் கலன்களை நிரப்புவதற்கும் மற்றும் சிலவகை கண்ணாடியைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

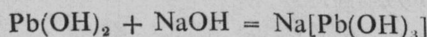
பிளம்பிக் ஹைட்ராக்ஸைடு $Pb(OH)_2$: கரையும் ஈரிணை திறன் லெட் உப்புகளை காரங்களுடன் வினைபடுத்தும்போது இது வீழ் படிவடைகிறது. இது ஈரியல்பு தன்மையது; அமிலங்களில் கரைந்து ஈரிணை திறன் லெட் உப்புகளையும் காரங்களில் கரைந்து பிளம்பைட்டுகள் எனப்படும் உப்புகளையும் உண்டாக்குகிறது.



$$Pb(OH)_2 + 2NaOH = Na_2PbO_2 + 2H_2O$$

சோடியம் பிளம்பைட்

இருப்பினும், காரங்களில் கரையும்போது பிளம்பிக் ஹைட்ராக்ஸைடு கீழ்க்கண்டச் சமன்பாட்டின்படி ஹைட்ராக்சி உப்புகளை உண்டாக்குவது அதிக தகவுடையதாக உள்ளது.



$$Pb(OH)_2 + NaOH = Na[Pb(OH)_3]$$

ஈரிணைதிறன் லெட்டின் உப்புகளுள் குறிப்பிடத் தகுந்தவை பின் வருமாறு:

1. **லெட்குளோரைடு (II)** அல்லது **பிளம்பஸ்குளோரைடு** $PbCl_2$: லெட் உப்புகளின் கரைசல்களை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் அல்லது கரையும் குளோரைடுகளுடன் வினைபுரியச் செய்தால், இது வெண்மைநிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. குளிர்ந்த நீரில் இது மிகச் சிறிதளவே கரைகிறது; ஆனால் சுடு நீரில் அதிகமாகக் கரைகிறது.

2. **லெட் அயோடைடு (II)** அல்லது **பிளம்பஸ் அயோடைடு** PbI_2: அயோடைடு அயனியை லெட் உப்புகளின் கரைசல்களுடன் சேர்க்கும்போது இது மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாகப் பிரிகிறது. இது நடைமுறையில் குளிர்ந்த நீரில் கரைவதே இல்லை; ஆனால் சுடு நீரில் கரைந்து ஒரு நிறமற்ற கரைசலைத் தருகிறது. இக்கரைசலைக் குளிரச் செய்தால் லெட் அயோடைடு பொன்னிறப் படிகங்களாகத் தோன்றுகிறது.

3. **லெட் அசிட்டேட் (II)** அல்லது **பிளம்பஸ் அசிட்டேட்** $Pb(CH_3COO)_2$: எளிதில் கரையும் மற்றும் சோதனைச்சாலையில் அதிகமாகப் பயன்படும் சில லெட் உப்புகளில் இதுவும் ஒன்று. இதன் அதிக இனிப்புச் சுவை காரணமாக இதனை **லெட் சர்க்கரை** என்றும் கூறுவர். இது துணிகளுக்கு நிறத்தைக் கொடுப்பதற்கும் மற்றும் பிற லெட் சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது

4. **லெட் சல்ஃபேட் (II)** அல்லது **பிளம்பஸ் சல்ஃபேட்** $PbSO_4$. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை லெட் உப்புகளின் கரைசல்களுடன் சேர்க்கும்போது இது ஒரு வெண்மைநிறத்தூள் போன்ற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. லெட் சல்ஃபேட் பெரும்பாலும் நீர் மற்றும் நீர்த்த அமிலங்களில் கரைவதில்லை; ஆனால் அடர் காரக் கரைசல்களில் நன்கு கரைந்து பிளம்பைட்டுகளைத் தருகிறது. அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலமும் லெட் சல்ஃபேட்டைக் கரைத்து அமில உப்பாக $Pb(HSO_4)_2$ மாற்றுகிறது.

5. **லெட் சல்ஃபைடு (II)** அல்லது **பிளம்பஸ் சல்ஃபைடு** PbS: ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு லெட் உப்புகளுடன் வினைபுரியும்போது

இது ஒரு கருப்பு நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இக்காரணத்தினால், ஏதேனும் ஒரு லெட் உப்புக் கரைசலில் நனைத்த வடிதாள் காற்றில் மிக மிகக் குறைந்த அளவில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு இருப்பினும் விரைவாக கருப்பாக மாறிவிடுகிறது; இது H_2S-ஐ கண்டறிய ஒரு சோதனையாகப் பயன்படுகிறது.

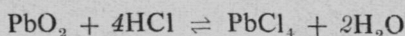
6. **காரட் லெட் கார்பனேட் (II) $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$:** லெட் உப்புகளின் கரைசல்களுடன் சோடா வினைபுரியும்போது இது வீழ்படிவாக கரைசல்களினின்று வெளிப்படுகிறது. இது முன்பெல்லாம், **லெட் வெண்மை** எனப்படும் சிறந்த பூச்சுத்திறன் கொண்ட ஒரு எண்ணெய் நிறப் பொருளைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுத்தப்பட்டது. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் செயலினால் கருப்பு நிற லெட் சல்ஃபைடு (II) உண்டாவதன் காரணமாக இந் நிறப் பொருள் கருப்புநிறத்தைப் பெறுகிறது (எண்ணெய் வண்ணப் பூச்சுகளைக் கொண்ட பழைய படங்கள் கருப்பாக மாறுவதற்கு இதுவே காரணமாகும்).

லெட் ஈரிணைதிறன் நிலையிலிருந்து நான்கிணைதிறன் நிலைக்கு ஏற்றம் அடைவது மிகவும் கடினமாக இருப்பதால், டின் உப்புகளுக்கு மாறாக, இதன் உப்புகள் ஒடுக்கப் பண்புகளைச் சிறிதும் பெற்றிருக்கவில்லை.

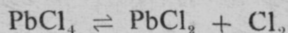
நான்கிணைதிறன் லெட்டின் சேர்மங்கள். லெட்டை ஆக்ஸைடு PbO_2: இது ஒரு ஆழ்ந்த பழுப்புநிற தூள். தீவிர ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் லெட் ஆக்ஸைடு மற்றும் ஈரிணைதிறன் லெட் உப்புகளை ஏற்றம் பெறச் செய்வதால் இது உண்டாகிறது. வேதியியத் தன்மையில் லெட் டை ஆக்ஸைடு டின் டை ஆக்ஸைடை ஒத்துள்ளது; ஈரியல்புத் தன்மையுடன் ஓங்கிய அமிலப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. லெட் டை ஆக்ஸைடுக்கு இணையான **ஆர்த்தோ** மற்றும் மெட்டாபிளம்பிக் அமிலங்கள் (H_4PbO_4 மற்றும் H_2PbO_3) உள்ளன; இவை தனி நிலையில் நிலவுவதில்லை. ஆனால் நிலையான உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, லெட் டை ஆக்ஸைடை பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் சேர்த்து உருக்கினால், மெட்டாபிளம்பிக் அமிலத்தின் பொட்டாசியம் உப்பு K_2PbO_3 உண்டாகிறது.

மிகவும் நிலையற்ற நான்கிணைதிறன் லெட் உப்புகள் உண்டாவது லெட் டை ஆக்ஸைடின் காரப் பண்புகளை வெளிப்படுத்துவதாக உள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, லெட் டை ஆக்ஸைடை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச்

செய்தால், முதலில் லெட் குளோரைடு (IV) உண்டாகிறது; ஆனால் இது மிகவும் எளிதில் பிரிகை அடைந்து $PbCl_2$ ஆக மாறுகிறது.



$$PbO_2 + 4HCl \rightleftharpoons PbCl_4 + 2H_2O$$



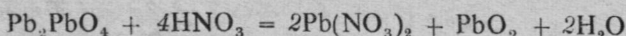
$$PbCl_4 \rightleftharpoons PbCl_2 + Cl_2$$

இரண்டு வினைகளும் மீளும் தன்மையன. ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்திலுள்ள லெட் குளோரைடின் $PbCl_2$ தொங்கலை குளோரினுடன் வினைபுரியச் செய்தால் லெட் டெட்ராகுளோரைடு ஒரு எண்ணெய் போன்ற நீர்மமாகக் கிடைக்கிறது; இது $-15°C$-ல் ஒரு படிகப் பொருளாக திண்மம் அடைகிறது.

நான்கிணைதிறன் லெட்டின் வேறொரு உப்பு $Pb(SO_4)_2$ ஆகும்.

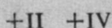
சிவப்பு லெட் அல்லது மினியம் Pb_3O_4. இது ஒரு பளபளப்பான சிவப்புநிறப் பொருள். இது சாதாரண சிவப்பு எண்ணெய் வண்ணத்தைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. லெட் ஆக்ஸைடை காற்றில் நீண்ட நேரம் சூடு செய்வதன் மூலம் இது பெறப்படுகிறது. இதனை ஆர்த்தோ பிளம்பிக் அமிலத்தின் $\overset{+II}{Pb_2}\overset{+IV}{PbO_4}$ லெட் உப்பு எனக் கருதலாம்.

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து சூடு செய்யும்போது சிவப்பு லெட் பழுப்புநிற லெட் டை ஆக்ஸைடாகச் சிதைகிறது.



$$Pb_2PbO_4 + 4HNO_3 = 2Pb(NO_3)_2 + PbO_2 + 2H_2O$$

மற்றொரு கலந்த ஆக்ஸைடான Pb_2O_3-ஐ மெட்டாபிளம்பிக்



அமிலத்தின் $\overset{+II}{Pb}\overset{+IV}{PbO_3}$ லெட் உப்பு எனக் கருதலாம்.

லெட் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் நான்கிணைதிறனுடைய எல்லா லெட் சேர்மங்களும், அவற்றின் குறைந்த நிலைத் தன்மைக் காரணமாக சக்தி வாய்ந்த ஏற்றிகளாகச் செயல்படுகின்றன.

226. லெட் சேமிப்பு மின்கல அடுக்கு.

நான்கிணைதிறன் லெட்டின் ஏற்றப் பண்புகள் மற்றும் மிகவும் நிலையான ஈரிணைதிறன் நிலைக்கு மாறும் அதன் தன்மை ஆகியவற்றின் அடிப்படையில்தான் **லெட் சேமிப்பு மின்கல அடுக்குகள்** அமைக்கப்பட்டு செயல்படச் செய்யப்படுகின்றன.

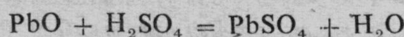
லெட் சேமிப்பு மின்கல அடுக்குகள் தேவைப்படும் பொழுது பயன்படுத்திக் கொள்வதற்காக மின் சக்தியை சேமித்து வைக்கும்

கருவிகளாகும். மின்கல அடுக்கினூடே மின்சாரத்தைச் செலுத்துவதன் மூலம் மின் சக்தி சேமித்து வைக்கப்படுகிறது. மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது வேதியியல் வினை நிகழ்கிறது. அப்போது மின் ஆற்றல் வேதி ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. இந்நிலையில் மின்கல அடுக்கு மின்னேற்றம் (charged) கொண்டுள்ளது எனப்படுகிறது. மின்னேற்றம் பெற்ற மின்கல அடுக்கைப் பிறகு ஒரு கால்வானிக் மின்கலம் போலப் பயன்படுத்தலாம்; இப்போது மின்னேற்றம் கொண்டதற்கு எதிரான திசையில் வினை நிகழ்கிறது; மின்கல அடுக்கில் சேகரமடைந்திருந்த வேதியியல் ஆற்றல் மின் ஆற்றலாக மாறுகிறது. இவ்வாற்றல் பயன்படும்போது மின்கல அடுக்கு **மின்னிறக்கம்** (dicharged) பெறுகிறது எனப்படும்.

ஒரு எளிய எடுத்துக்காட்டாக லெட் சேமிப்பு மின் கலத்தை எடுத்துக் கொள்வோம்.[1]

இதில் இரண்டு லெட் கீற்றுகள் இருக்கும். இவற்றின் வெளிகளில் லெட் ஆக்ஸைடும் நீரும் கலந்த பசை நிரப்பப்படுகிறது. தகடுகளை 1.15-1.20.கி./செ.மீ^{3} அடர்த்தி கொண்ட நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைக் கொண்ட ஒரு செவ்வகத் தொட்டியில் தொங்கவிடப்படுகின்றன.

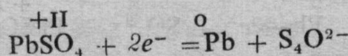
பின்வரும் வினையின் காரணமாக,



$$PbO + H_2SO_4 = PbSO_4 + H_2O$$

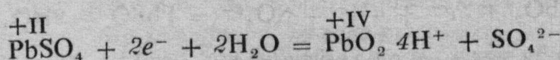
லெட் ஆக்ஸைடு லெட் சல்ஃபேட்டாக மாற்றப்படுகிறது. இப்போது மின்சாரத்தை வழங்கும் ஒரு கருவியின் எதிர்மின் முனையுடன் ஒரு தகடையும் நேர்மின் முனையுடன் ஒரு தகடையும் இணைத்து மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால், மின்கல அடுக்கு மின்னேற்றம் பெறுகிறது; மின்முனைகளில் நிகழும் வினைகள் பின்வருமாறு:

எதிர்மின்முனை



$$\overset{+II}{PbSO_4} + 2e^- = \overset{0}{Pb} + S_4O^{2-}$$

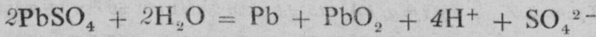
நேர்மின்முனை



$$\overset{+II}{PbSO_4} + 2e^- + 2H_2O = \overset{+IV}{PbO_2}\ 4H^+ + SO_4^{2-}$$

[1]ஒரு சேமிப்பு மின்கல அடுக்குப் பொதுவாக பல சேமிப்பு மின் கலன்களை இணையாக மற்றும் \ அல்லது வரிசையில் பெற்றிருக்கும்.

இச்சமன்பாடுகளைக் கூட்டினுல் சேமிப்பு மின்கல அடுக்கு மின்னேற்றம் பெறும் வினைக்கான சமன்பாடு கிடைக்கும்:



$$2PbSO_4 + 2H_2O = Pb + PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-}$$

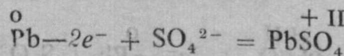
எனவே, மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது, எதிர்மின் முனையில் $PbSO_4$ ஒரு மிருதுவான உலோக லெட்டாகவும் நேர் மின்முனையில் ஆழ்ந்த பழுப்புநிற லெட் டை ஆக்ஸைடாகவும் மாறுகிறது.

வினை முழுமை பெற்றதும்,சேமிப்பு மின்கல அடுக்கு முழுவது மாக மின்னேற்றம் அடைகிறது. நீர்தீவிரமாகச் சிதைந்து ஹைட்ரஜனை எதிர்மின் முனையிலும் ஆக்ஸிஜனை நேர்மின் முனையிலும் வெளிப்படுத்தத் தொடங்குவது மின்னேற்றம் நிறைவு பெற்றதைக் குறிக்கும் (மின்கல அடுக்கு 'கொதிக்கிறது' எனப் படும்).

மின்னேற்றம் கொண்ட சேமிப்பு மின்கல அடுக்கின் தகடுகளை ஒரு மின்கடத்தி மூலம் இணைத்தால், மின்சாரம் இதன் வழியாகச் செல்லத் தொடங்கும்; எலெக்ட்ரான்கள் லெட் தகடிலிருந்து லெட் டைஆக்ஸைடு தகடை நோக்கிச் செல்கின்றன. மின்சாரம் தோன்றுவதற்கான காரணம் பின்வருமாறு: சில Pb^{2+} அயனிகள் லெட் தகட்டிலிருந்து கரைசலுக்குச் செல்கின்றன; அப்போது தகட்டில் எதிர்மின் சுமை உண்டாகிறது. லெட் தகட்டில் விடுபட்ட எலெக்ட்ரான்கள் PbO_2-க்குச் சென்று நான்கிணைதிறன் லெட்டை ஈரிணைதிறன் லெட்டாக ஒடுக்குகின்றன. எனவே, Pb^{2+} அயனிகள் இரண்டு தகடுகளிலும் உண்டாகி கரைசலிலுள்ள SO_4^{2-} அயனிகளுடன்கூடி கரையாத லெட் சல்ஃபேட்டாக மாறுகின்றன. இதனுல் மின்கல அடுக்கு மின்னிறக்கம் பெறுகிறது.

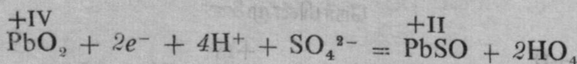
சேமிப்பு மின்கல அடுக்கு மின்னிறக்கம் பெறும்போது நிகழும் வினைகள் பின்வருமாறு:

எதிர்மின்முனை



$$\overset{0}{Pb} - 2e^- + SO_4^{2-} = \overset{+II}{PbSO_4}$$

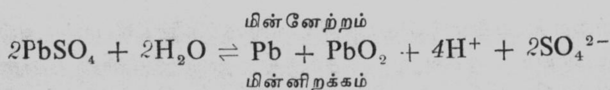
நேர்மின்முனை



$$\overset{+IV}{PbO_2} + 2e^- + 4H^+ + SO_4^{2-} = \overset{+II}{PbSO} + 2HO_4$$

இவ்வினைகளைக் கூட்டினுல், மின்கல அடுக்கு மின்னிறக்கம் பெறும்போது நிகழும் வினை மின்னேற்ற வினையின் திரும்பும்

வினையாக இருத்தலை அறியலாம். எனவே, இரண்டு முறைகளையும் ஓரே சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம்:



$$2PbSO_4 + 2H_2O \underset{\text{மின்னிறக்கம்}}{\overset{\text{மின்னேற்றம்}}{\rightleftharpoons}} Pb + PbO_2 + 4H^+ + 2SO_4^{2-}$$

சேமிப்பு மின்கல அடுக்கை மின்னிறக்கம் பெறச் செய்யும் போது, H^+ மற்றும் SO_4^{2-} அயனிகள் பயன்பட்டுவிடுவதாலும் மற்றும் நீர் உண்டாவதாலும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் அடர்வு மெதுவாகக் குறைகிறது. எனவே, ஒரு சேமிப்பு மின்கல அடுக்கு எந்த அளவிற்கு மின்னிறகக்கம் பெற்றுள்ளது என்பதை அமிலத்தின் அடர்விலிருந்து அறிந்துகொள்ளலாம். அமிலத்தின் அடர்வை அடர்வுமானி மூலம் (densimeter) தெரிந்துகொள்ள லாம்.

சேமிப்பு மின்கல அடுக்கின் emf 2 வோல்ட்டுகளுச்குச் சமமாக இருக்கும்; சாதாரணமாகப் பயன்படுத்தும்போது வேலை செய்யும் முழு நேரமும் பெரும்பாலும் e m f மாறுமலேயே இருக்கும். மின்னழுத்தம் குறையத் தொடங்கினல், சேமிப்பு மின்கல அடுக்கை மீண்டும் மின்னேற்றம் பெறச் செய்யவேண்டும்.

டைட்டேனியம் துணைத்தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
டைட்டேனியம்	Ti	*47·90*	*22*	*2*	*8*	*10*	*2*		
சிர்க்கோனியம்	Zr	*91·22*	*40*	*2*	*8*	*18*	*10*	*2*	
ஹாஃபினியம்	Hf	*178·49*	*72*	*2*	*8*	*18*	*32*	*10*	*2*

227. டைட்டேனியம் துணைத்தொகுதியின் பொதுப் பண்புகள்

டைட்டேனியம் துணைத்தொகுதியில் நீண்ட வரிசைகளில் இரட்டை வரிசையில் அமைக்கப்பட்டுள்ள நான்காவது தொகுதி யின் தனிமங்களான டைட்டேனியம், சிர்க்கோனியம் மற்றும் ஹாஃப்னியம் ஆகியவை அடங்கும். முன்பு இந்தத் துணைத் தொகுதியில் தோரியமும் அமைக்கப்பட்டிருந்தது. இது இப்போது பொதுவாக ஆக்டினைடு தொகுதியில் சேர்க்கப் பட்டுள்ளது இருப்பினும், தோரியம் வேதியியப் பண்புகளில்

டைட்டேனியம் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களை ஒத்திருப்பதால் இதனை இத்தனிமங்களுடனேயே சேர்த்து விவரிப்போம்.

ஒற்றைத் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களைப்போல் அல்லாது, டைட்டேனியம் துணைத் தொகுதி தனிமங்களின் அணுக்கள் அவற்றின் வெளிஷெல்களில் இரண்டே எலெக்ட்ரான்களைதான் பெற்றுள்ளன; மற்றும் இவை எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்ளக் கூடியவைகளாக இல்லை. எனவே எதிர்மின் இணைதிறனைக் கொண்ட இவற்றின் சேர்மங்கள் எதுவும் அறியப்படவில்லை. அதே சமயத்தில் இவற்றின் உச்ச நேர்மின் இணைதிறன் 4 ஆகும்; ஏனெனில் இவை வெளி ஷெல்லிலுள்ள இரண்டு எலெக்ட்ரான்களோடு முற்றுரு ஈற்றயல் ஷெல்லிலிருந்தும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை வழங்கக்கூடியவைகளாக உள்ளன.

இவற்றினுடைய அணுக்களின் வெளி ஷெல்களில் இரண்டே எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பதன் காரணமாக, டைட்டேனியம் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களின் உலோகப் பண்புகள் ஜெர்மானியம் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களினுடையதைவிட மிகவும் அதிகமாக ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன. இப்பண்பு அணு எண் அதிகரிக்கும்போது மேலும் வலுப்பெறுகிறது. எடுத்துக் காட்டாக, டைட்டேனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு $Ti(OH)_4$ ஈரியல்பு உடையது, சிர்க்கோனியம் மற்றும் ஹாஃப்னியம் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் ஓங்கிய காரப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன; தோரியம் ஹைட்ராக்ஸைடு முழுமையாகக் காரப் பண்புகளையே பெற்றுள்ளது.

தனி நிலையில் எல்லா தனிமங்களும் மாதிரி உலோகங்களாக எஃகை ஒத்துள்ளன. இவை எல்லாம் மிக உயர் உருகுநிலைகளைப் பெற்றுள்ளன. டைட்டேனியம் துணைத் தொகுதியின் தனிமங்கள் நீர் மற்றும் காற்றினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை; அமிலங்களின் செயல்களை நன்கு தாங்கவல்லனவகளாக உள்ளன.

டைட்டேனியம் தவிர இந்தத் துணைத் தொகுதியின் மற்ற எல்லாத் தனிமங்களும் அவற்றின் சேர்மங்களில் பெரிதும் எப்போதும் நான்கிணை திறனுடனேயே காணப்படுகின்றன. டைட்டேனியத்தை எளிதில் அதன் குறைந்த இணைதிறன் நிலைக்கு ஒடுக்கம் பெறச் செய்யலாம்.

228. டைட்டேனியம்: அணு எடை 47·90

டைட்டேனியம் இயற்கையில் மிகவும் பரவலாகக் காணப் படுகிறது. பூமியின் மேலோட்டில் 0·61 விழுக்காடு பெற்று, மிகவும்

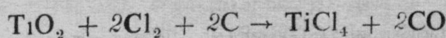
அதிகமாகப் பயன்படும் காப்பர், லெட் மற்றும் சிங்க் ஆகிய உலோகங்களைக் காட்டிலும் அதிகமாகக் காணப்படுகிறது.

டைட்டேனியத்தைக் கொண்டுள்ள கனிமங்கள் இயற்கையில் எல்லா இடங்களிலும் காணப்படுகின்றன. இவற்றின் மிக முக்கிய கனிமங்கள்: டைட்டனோமாங்னடைட் $FeTiO_3 \cdot nFe_3O_4$, இல்மெனைட் $FeTiO_3$, ஸ்ஃபீன் $CaTiSiO_5$ மற்றும் ரூட்டைல் TiO_2, ஆகும். **USSR**-ல் யுரெல்ஸில் டைட்டேனியம் படிவுகள் அதிகமாகக் காணப்படுகின்றன.

டைட்டேனியம் மிகவும் அதிகமாமக் காணக் கிடந்தும் இது அண்மைக் காலம் வரை குறைந்த பயன்களைக் கொண்ட தனிமங்களுள் ஒன்ருகவே கருதப்பட்டு வந்தது. இருப்பினும், பின்னர் உலகத்தின் பல்வேறு நாடுகளில் தீவிர மற்றும் விரிவான ஆய்வுகளுக்குரிய ஒரு தனிமமாக இது மாறிற்று.

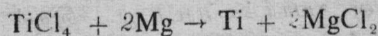
இந்த ஆய்வுகளுக்குக் காரணம், தூய டைட்டேனியத்தின் பண்புகளை நோக்கியபோது, டைட்டேனியம் மிகவும் பிளாஸ்டிக் தன்மையுடனும் இயந்திர செயல்களுக்கு எளிதில் உட்படக்கூடியதாகவும் இருந்ததேயாகும். டைட்டேனியம் முதன் முதலாக 1925-ல் பெறப்பட்டது. இதனை நன்கு காய்ச்சி அடித்துத் தகடுகளாகவும் மற்றும் மெல்லிய காகிதம் போன்றும் மாற்றமுடிகிறது. அரிமானத்தையும் உயர் வெப்பநிலைகளையும் நன்கு தாங்க வல்லதாக இருப்பதால், இது நாகரிகப் பொறியியல் துறைகளில் முக்கியமாக ஆகாயவிமானப் பொறியியல் மற்றும் ராக்கட் சம்பந்தமான பொறியியலில் மிகவும் பயனுடைய கட்டுமானப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

வருந்தி உழைத்து ஆய்வு நடத்தியதன் காரணமாக, தூய டைட்டேனியத்தை தயாரிப்பதற்குப் பல முறைகள் கண்டறியப்பட்டன. மிகவும் முக்கியமான முறையில் டைட்டேனியம் தாதுவை தூய டைட்டேனியம் டைஆக்ஸைடாக மாற்றி பின் கார்பன் அல்லது பொடியாக்கப்பட்ட கிராஃபைட்டின் முன்னிலையில் குளோரினேற்றம் பெறச் செய்யப்படுகிறது.

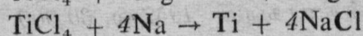


$$TiO_2 + 2Cl_2 + 2C \rightarrow TiCl_4 + 2CO$$

உண்டாகும் $TiCl_4$ மக்னீசியம் அல்லது சோடியம் கொண்டு ஒடுக்கப்படுகிறது.



$$TiCl_4 + 2Mg \rightarrow Ti + 2MgCl_2$$



$$TiCl_4 + 4Na \rightarrow Ti + 4NaCl$$

டைட்டேனியத்தின் உருகுநிலை 1,725°C; அடர்த்தி 4·54 கி./செ.மீ.[3] டைட்டேனியம் வேதியியத் தன்மையில் வலுவுடைய தனிமம். e m f வரிசையில் பெரிலியத்திற்கும் மக்னீசியத்திற்கும் இடையே காணப்படுகிறது. எனவே, டைட்டேனியம் விரைவாக அரிமானம் பெறக்கூடும் எனக் கருதலாம்; ஆனால், இதன் பரப்பு மீது ஒரு அடர் பாதுகாப்பு படலம் உண்டாவதன் காரணமாக, இது துரு ஏருத எஃகைவிட அதிகமாகவே அரிமானத்தை எதிர்க்க வல்லதாக உள்ளது. இது காற்றில் ஏற்றம் பெறுவதில்லை; கடல் நீரில் துருப்பிடிப்பதில்லை; மேலும் பல தீவிர வேதியியப் பொருள்களினாலும், முக்கியமாக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் மற்றும் இராஜத் திராவகம் ஆகியவற்றினாலும் தாக்கப் படுவதில்லை.

மிக உயர் அரிமான எதிர்ப்புக் காரணமாக, டைட்டேனியம் பல்வேறு வகை வேதியியச் சாதனங்களையும் மற்றும் கப்பல் கட்டுவதற்கும் ஒரு மிகச் சிறந்த பொருளாகப் பயன்படுகிறது. ஆனால் இன்றைய பொறியியலில் மிகு அளவில் மேன்மேலும் டைட்டேனியத்தைப் பயன்படுத்துவதற்குக் காரணம் டைட்டேனியம் மற்றும் அலுமினியம் மற்றும் பிற உலோகங்களுடனான அதன் உலோகக் கலவைகள் உயர் அளவில் வெப்பத்தை நன்கு தாங்கவல்லவையாக இருப்பதேயாகும். இவ்வுலோகக் கலவைகள் அதிக இயந்திர வலுவுடையனவாக உள்ளன. இத்தன்மை உயர் வெப்பநிலைகளிலும் குறைவதில்லை; இப்பண்பினால் இதனை ஆகாய விமானம் மற்றும் ராக்கட் பொறியியலில் அடிக்கடி பதிலீடு செய்யவேண்டிய அவசியமில்லை.

டைட்டேனியம் அலுமினியத்தைவிடச் சிறிது கனமானது; ஆனால் மும்மடங்கு வலுவானது. இதன் காரணமாகப் பல்வேறு பொறியியல் துறைகளில் டைட்டேனியம் வெகுவாகப் பயன்படுகிறது. அக எரிதல் இயந்திரங்களை கட்டுவதற்காகப் பயன்படும் டைட்டேனியம் மற்றும் அதன் உலோகக் கலவைகள் அவற்றின் நிறையில் 30 சதத்தை எடுத்துக்கொள்கின்றன என்பதிலிருந்து அதன் பயன் சிறப்புப் புலனாகும்.

பொறியியலில் டைட்டேனியம் மிகையாகப் பயன்படுவது அதன் உற்பத்தியை வெகுவாக அதிகரிக்கச் செய்துள்ளது. டைட்டேனியம் வாணிப முறையில் முதன் முதலாக 1948-ல் 2·5 டன்கள் அளவு தயாரிக்கப்பட்டது. இதன் உலக உற்பத்தி 1954-ல் 7,000 டன்களாகவும், 1957-ல் 30,000 டன்களாகவும்

உயர்ந்தது. இது போன்று விரைவாக வேக வளர்ச்சி வீதத்தில் வேறு எந்த உலோகமும் தயாரிக்கப்படவில்லை.

உயர் வெப்பநிலையில் டைட்டேனியம் எளிதில் ஹாலஜன்கள், ஆக்ஸிஜன், சல்ஃபர், நைட்ரஜன் மற்றும் பிற உலோகங்களுடன் கூடுகிறது இது, டைட்டேனியம்-அயர்ன் உலோகக் கலவைகள் (ஃபெரோடைட்டேனியம்) எஃகுடன் கூட்டுப் பொருள்களாகச்சேர்ப்பதற்கு அடிப்படையாகஅமைகிறது. டைட்டேனியம் உருகிய எஃகிலுள்ள நைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி எஃகு திண்மமடையும்போது இத்தனிமங்கள் வெளிப்படாதவாறு தடுக்கிறது. இதனால் ஒரு படித்தான குழிகள் இல்லாத வார்ப்படமாக எஃகு கிடைக்கிறது.

டைட்டேனியம் கார்பனுடன் கூடி கார்பைடை உண்டாக்குகிறது. கோபால்ட் கலந்த டைட்டேனியம் மற்றும் டங்ஸ்டனுடைய கார்பைடுகள் உண்டாக்கும் உலோகக் கலவைகள் வைரத்தைப் போன்ற கடினத் தன்மையுடன் உள்ளன.

டைட்டேனியம் டை ஆக்ஸைடு TiO_2: டைட்டேனியத்தைக் காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜனில் வறுத்து இதனை ஒரு வெப்பம் தாங்கவல்ல நீர் மற்றும் அமிலங்களில் கரையாத பொருளாகப் பெறலாம். இது ஈரியல்பு உடையது; ஆனால் இதன் காரம் மற்றும் அமிலம் ஆகிய இரு பண்புகளும் மிகக் குறைவாகவே வெளிக்காட்டப்படுகின்றன.

டைட்டேனியம் டை ஆக்ஸைடு மிக உயர் பூச்சுத்திறன் கொண்ட வெண்மைநிற எண்ணெய் வண்ணம் (**டைட்டேனியம் வெண்மை**) மற்றும் வெப்பம் தாங்கவல்ல கண்ணாடி, மெருகுப் பொருள்கள், வெப்பம் தாங்கவல்ல சோதனைச் சாலை கண்ணாடிச் சாமான்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப்பயன்படுகிறது.

229. சிர்க்கோனியம்: அணு எடை 91.22; தோரியம்: அணு எடை 232.038

சிர்க்கோனியம் பூமியின் மேலோட்டில் சிறிது அதிகமாகவே காணப்படுகிறது (0·025% எடையளவில்); ஆனால் இது மிகவும் விரவிக் காணப்படுகிறது; அதிக அளவில் குவிந்து காணப்படுவது அரிதே.

தனிம நிலையில் சிர்க்கோனியம் கடினமான பொலிவுடைய ஒரு உலோகமாக உள்ளது. அடர்த்தி 6·52கி./செ.மீ.^{3} உருகுநிலை

1,852°C. நீண்டகாலமாக சிர்க்கோனியம்உலோகவியலில் வார்ப்பு அயர்னின் வார்ப்புப் பண்புகளைச் செம்மையாக்குவதற்கு ஒரு கூட்டுப் பொருளாகவும் மற்றும் பல்வேறு சேர்ம வடிவுகளிலும் பயன்பட்டு வந்தது. 1925-ல் தூய சிர்க்கோனியத்தைப் பெறுவதற்கான ஒரு முறை கண்டுபிடிக்கப்பட்டு தூய சிர்க்கோனியம் ஒரு சிறந்த கட்டுமானப் பொருளாகப் பயன்படுவதற்கு ஏற்ப பல சிறப்புப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது என அறியப்பட்டது. 1948-ல் இதனை வாணிப முறையில் தயாரிப்பதற்கான ஒரு முறை வகுக்கப்பட்டதன் பயனாக இது சோதனைச் சாலையில் அரிதாகக் காணப்படுவதே மறைந்தது. சிர்க்கோனியத்தின் உலக உற்பத்தி 1948-ல் 1 டன்னாக இருந்தது 1960 அளவில் 1,500 டன்களாக உயர்ந்துவிட்டது.

இதன் உயர் உருகுநிலை, போதுமான குழைவுத் தன்மை, அரிமானத்தை நன்கு எதிர்க்கவல்ல தன்மை மற்றும் நியூட்ரான்களை ஈர்க்கக்கூடிய திறன் சிறிதும் இல்லாத பண்பு, ஆகியவை இதனை அணு உலைகளுக்கு ஒரு சிறந்த கட்டுமானப் பொருளாக ஏற்புடையதாக்குகின்றன.

காப்பருடன் சிர்க்கோனியத்தைக் கலப்பது காப்பரின் மின் கடத்தும் திறனை குறையச் செய்யாமல் அதன் வலுவை அதிகரிக்கிறது. 4 அல்லது 5% Zn மற்றும் 0·6—0·7% Zr கலந்த மக்னீசியம் உலோகக் கலவை, தூய மக்னீசியத்தைப்போல இருமடங்கு வலுவானதாகவும் 200°C வெப்பநிலையிலும் அதன் வலுவை இழக்காத தன்மையுடையதாகவும் இருக்கிறது. அலுமினியம் உலோகக் கலவைகளின் பண்பையும் சிர்க்கோனியத்தைச் சேர்ப்பதன் மூலம் பெருமளவிற்கு மேம்பாடு அடையச்செய்யலாம் சிர்க்கோனியத்தைக் கொண்டுள்ள எஃகு போர்த்தளவாடங்கள் துளைக்கும் ரவை உறைகள் ஆகியவற்றைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

சிர்க்கோனியம் டை ஆக்ஸைடு ZrO_2; உயர் உருகுநிலை (சுமார் 2,700°C). குறைந்த விரிவு எண் மற்றும் வேதியியச் செயலை எதிர்க்கவல்ல தன்மை ஆகியவை காரணமாக இது ஒரு சிறந்த வெப்பம் தாங்கும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. இது மூசைகள் போன்ற பல்வேறு வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்களைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. சிர்க்கோனியம் டை ஆக்ஸைடு கண்ணாடித் தொழிற்சாலையில் வெப்பம் தாங்கவல்ல கண்ணாடிகளையும் பீங்கான் தொழிற்சாலையில் மெருகிடும் பொருள்களையும் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சிர்க்கோனியம் கார்பைடு ZrC: இதன் கடினத் தன்மை காரணமாக, இது ஒரு அரைக்கும் பொருளாகவும் மற்றும் கண்ணாடியை வெட்டுவதற்கு வைரங்களுக்குப் பதிலாகவும் பயன் படுகிறது.

தோரியம் ஒரு கதிரியக்கத் தனிமம். தோரியத்தை அதிக மாகக் கொண்ட கனிமங்கள் அரிதாகவே காணப்படுகின்றன (தோரைட் $ThSiO_4$ போன்றவை); எனவே தோரியத்தைப்பொது வாக ஒரு அரிதான தனிமம் என்பர். தோரியத்தைப் பிரித் தெடுப்பதற்கான முக்கியமான மூலப பொருள் **மோனசைட்** கனிமமாகும்; இதில் தோரியத்துடன் பல்வேறு அரு-மண் தனிமங்களும் அடங்கியுள்ளன. இந்தியாவில் தோரியம் படிவுகள் பெருமளவில் காணப்படுகின்றன.

தனி நிலையில் தோரியம் 11·5 கி./செ.மீ.^{3} அடர்த்தியையும் 1,830°C உருகு நிலையையும் கொண்ட ஒரு உலோகம்; தோற் றத்தில் பிளாட்டினத்தை ஒத்துள்ளது. தோரியத்தின் நடைமுறை முக்கியத்துவம் துணையணுவாற்றல் உற்பத்தி செய்வதுடன் தொடர்பு கொண்டுள்ளது.

வனேடியம் துணைத்தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணுஎடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
வனேடியம் ...	V	50·942	23	2	8	11	2		
நியோபியம் ...	Nb	2·906	41	2	8	18	12	1	
டான்ட்டலம்...	Ta	180·948	73	2	8	18	32	11	2

230. வனேடியம் துணைத்தொகுதியின் பொதுப் பண்புகள்

வனேடியம் துணைத்தொகுதியில், நீண்ட வரிசைகளின் இரட்டை வரிசையில் அமைக்கப்பட்டுள்ள அட்டவணையின் ஐந்தாவது தொகுதியின் தனிமங்களான **வனேடியம், நியோபியம்** மற்றும் **டான்ட்டலம்** ஆகியவை அடங்கும். முன்பு இந்தத் துணைத் தொகுதியில் புரோடாக்டினியமும் அடங்கியிருந்தது; ஆனல் இது இப்போது ஆக்டினைடு தொகுதியில் உள்ளது. இவற்றின் அணுக் களின் வெளி ஷெல்களில் இரண்டு அல்லது ஒரு எலெக்ட்ரானை மட்டும் பெற்றிருப்பதன் காரணமாக இவை முக்கிய துணைத்

தொகுதித் தனிமங்களினின்று (N_2,P) ஓங்கிய உலோகப் பண்பு களைப் பெற்றிருப்பதில் வேறுபட்டுக் காணப்படுகின்றன; இவை ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களையும் உண்டாக்குவதில்லை. ஆனால் இரண்டு துணைத்தொகுதித் தனிமங்களின் உயர் இணைதிறன் பெறுதிகள் பலவகைகளில் ஒன்றை ஒன்று ஒத்துக் காணப்படு கின்றன.

வனேடியம் மற்றும் அதனைச் சார்ந்த தனிமங்களின் முக்கிய மாதிரிச் சேர்மங்களில் இவை ஐந்திணைதிறனுடன் காணப்படு கின்றன. இவற்றின் உயர் ஆக்ஸைடுகள் இயற்கையில் நீரிலி களாக உள்ளன; இவை முறையே வனேடிக், நியோபிக் மற்றும் டான்ட்டலிக் அமிலங்களை உண்டாக்குகின்றன. இவை ஒவ் வொன்றும் பல உப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. தாழ்ந்த ஆக்ஸைடுகள் காரப் பண்புகளை மட்டும் பெற்றுள்ளன.

தனி நிலையில் வனேடியம், நியோபியம் மற்றும் டான்ட்டலம் ஆகிய மூன்றும் சாம்பல் கலந்த வெண்மை நிறத்தைப் பெற்றுள்ளன; எல்லா வகை வேதியியச் செயல்களினலும் பாதிக் கப்படுவதில்லை. உயர் உருகு நிலைகளைக் கொண்டுள்ளன. குரோமியம், மாலிப்டினம், டங்ஸ்டன், ரீனியம் (அத்தியாயம் 24 பார்க்க) மற்றும் பிளாட்டினம் உலோகங்களுடன் - ருத்தீனியம், ரோடியம், ஆஸ்மியம் மற்றம் இரிடியம் (அத்தியாயம் 25 பார்க்க)—இவை **வெப்பம் தாங்கவல்ல உலோகங்களாக** உள்ளன. இவற்றுள் பொதுவாக, குரோமியத்தின் உருகுநிலையைவிட (1,890°C) உயர் உருகுநிலைகளைக் கொண்ட உலோகங்கள் அடங்கும்.

வெப்பம் தாங்கவல்ல உலோகங்கள் தற்கால பொறியியலின் பல்வேறு துறைகளில் மிகவும் முக்கியம் உடையவைகளாக உள்ளன. இவற்றுள் செயல் முறையில் மிகவும் சிறப்பானவை களாக இருப்பவை டங்ஸ்டன், மாலிப்டினம், நியோபியம் மற்றும் டான்ட்டலம் ஆகியவைகளாகும். இவையும் இவற்றின் உலோகக் கலவைகளும் கட்டுமானப் பொருள்களாகப் பயன்படுகின்றன.

231. வனேடியம் அணு எடை: 50.942

வனேடியம் சேர்மங்கள் இயற்கையில் அதிகமாகவே காணப் படுகின்றன; ஆனல் விரவியுள்ளன. எனவே, இவை குவிந்து காணப்படுவதில்லை. இக்காரணத்தினல், பூமியின் மேலோட்டில் இதன் எடை அளவு 0·02% இருந்தபோதிலும் இது ஒரு அரிதான

தனிமம் என்றே கருதப்படுகிறது. காணப்படும் இதன் எடையளவு காப்பரினுடையதைவிடச் சிறிது அதிகமாகும்.

பெரு, தென் அமெரிக்கா ஆகிய இடங்களில் வனேடியம் தாதுக்களின் வளமான படிவுகள் காணப்படுகின்றன. USSR-ல் வனேடியத்தின் மூலப் பொருள்களாக இருப்பவை அயர்ன் மற்றும் பல உலோக தாதுக்களாகும். இவற்றில் வனேடியம் சிறிய அளவுகளில் அடங்கியுள்ளது. பொதுவாக இத்தாதுக்களிலிருந்து **ஃபெரோவனேடியம்** எனப்படும் வனேடியமும் அயர்னும் கலந்த உலோகக் கலவை அல்லது வனேடிக் அமிலத்தின் உப்புகள் பெறப்படுகின்றன.

தூய வனேடியம் மிகவும் கடினமான எடைகுறைவான உலோகம். அடர்த்தி *6.11* கி./செ.மீ.^{3} உருகுநிலை *1,900°C*. இது காற்றில் ஏற்றம் அடைவதில்லை; ஹைட்ரோஃபுளூரிக் அமிலம் மற்றும் வலுவான ஏற்றிகளாகச் செயல்படும் அமிலங்களில் (நைட்ரிக்அமிலம் மற்றும் இராஜத் திராவகம்) கரைகிறது. தூளாக்கப்பட்ட வனேடியம் வேகமாக குளோரின், புரோமின் ஆவி, நைட்ரஜன் மற்றும் சல்ஃபருடன் கூடுகிறது.

தூய வனேடியம், வனேடியம் பென்டாக்ஸைடை V_2O_5 மக்னீசியம் அல்லது கால்சியம் கொண்டு ஒடுக்கி அல்லது டங்ஸ்டன் கம்பி மீது வனேடியம் அயோடைடை வெப்பச் சிதைவு பெறச் செய்து தயாரிக்கப்படுகிறது.

உலோக வனேடியம் முக்கியமாக எஃகு தயாரிப்பதில் பயன் படுகிறது. *0·1—0.3%* வனேடியத்தைக் கொண்டுள்ள எஃகு மிகவும் வலுவானதாகவும், எதிர்த்துத் தாக்கும் தன்மையுடையதாகவும், உயர் நீட்சித் திறனுடனும் அதிர்ச்சி மற்றும் குலுக்கலினால் பாதிக்கப்படாததாகவும் உள்ளது. இப்பண்புகள் முக்கியமாக தானூர்திகளின் சக்கர இருசுகளைச் செய்வதற்கு அவசியமாகிறது. உலோக வனேடியம் அணுச்சக்தி பொறியியலும் பயன்படுகிறது.

வனேடியம் நான்கு ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது: VO, V_2O_3, VO_2 மற்றும் V_2O_5. இவற்றுள் உயர் ஆக்ஸைடான, வனேடிக் நீரிலி அதிக அமிலத் தன்மையுடையது; வனேடியம் டை ஆக்ஸைடு VO_2 ஈரியல்புத் தன்மையது; இரண்டு தாழ்ந்த ஆக்ஸைடுகளும் காரப் பண்புகளை மட்டும் கொண்டுள்ளன. இவற்றுள் மிக முக்கியமானது V_2O_5-ம் அதன் பெறுதிகளும் ஆகும்.

வனேடிக் நீரிலி அல்லது **வனேடியம் பென்டாக்ஸைடு V_2O_5**: இது ஒரு ஆரஞ்சு நிறப் பொருள்; காரங்களில் எளிதில் கரைந்து **மெட்டாவனேடிக் அமிலத்தின் HVO_3,** உப்புகளை உண்டாக்கு கிறது. இவ்வமிலத்தின் உப்புகள் **வனேடேட்டுகள்** எனப்படும்.

சல்ஃப்பூரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் பரிச முறையில் மிகவும் விலையுடைய பிளாட்டினத்திற்குப் பதிலாக வனேடிக் நீரிலி மற்றும் வனேடேட்டுகள் வினைவேக மாற்றிகளாகப் பயன்படுகின்றன. வனேடியம் சேர்மங்கள் கண்ணுடித் தொழிற் சாலை, மருத்துவம் மற்றும் ஒளிப்படவியலிலும் பயன்படுகின்றன.

232. நியோபியம்: அணு எடை 92.906; டான்ட்டலம்: அணு எடை 180.948

இயற்கையில் நியோபியம் மற்றும் டான்ட்டலம் வனேடியத்தைவிடக் குறைவாகக் காணப்படுகிறது; பூமியின் மேலோட்டில் நியோபியத்தின் எடையளவு $3.2 \times 10^{-5}\%$; டான்ட்டலம் $2.4 \times 10^{-5}\%$ இரண்டு தனிமங்களும் வனேடியத்தைப் பல பண்புகளில் ஒத்திருக்கின்றன. தனி நிலையில், இவை வெப்பம் தாங்கக் கூடியனவாகவும், கடினமாகவும், ஆனல் நொறுங்கக் கூடியனவாகவும் உள்ளன. நியோபியத்தின் அடர்த்தி 8.55 கி./செ.மீ³; டான்ட்டலத்தின் அடர்த்தி 16·6கி./செ.மீ³; நியோபியம் 2,500°C லும் டான்ட்டலம் 2,850°C-லும் உருகுகின்றன.

உயர் அரிமான எதிர்ப்புச் சக்தி இவற்றை உயர் வகை உலோகங்களுடன் ஒத்திருக்கச் செய்கிறது; சில பண்புகளில் இவை பிளாட்டினத்தைவிட மேன்மையுடையவைகளாக உள்ளன.

நியோபியம் மற்றும் டான்ட்டலம் வேதியியக் கரணிகளின் செயல்களை நன்கு எதிர்க்கக் கூடியதாக இருப்பதால், இவை வேதியியக் கருவிகளையும் மற்றும் தொழிற்றுறை வேதியியச் சாதனங்களின் பல்வேறு பாகங்களைச் செய்வதற்கும் பயன் படுகின்றன.

நியோபியம் முக்கியமாக எஃகுடன் ஒரு கலவைப் பொருளாகச் சேர்க்கப்படுகிறது; இது எஃகின் இயந்திரப் பண்புகளையும் அரிமான எதிர்ப்புச் சக்தியையும் வெகுவாக அதிகரிக்கச் செய்கிறது. 1–4% நியோபியத்தைக் கொண்டுள்ள எஃகுகள் மிகவும் வெப்பம் தாங்கக்கூடியவைகளாக உள்ளன; இவை உயர் அழுத்தக் கொதிகலன்களைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகின்றன. நியோபியம் கலந்த எஃகு மின் முறையில் எஃகு அமைப்புகளைப் பற்றவைப்பதற்கு ஒரு சிறந்த பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

டான்ட்டலம் முறிந்த கை, கால்களை இணைப்பதற்குப் பயன் படுத்தப்படுகிறது, இதற்காக இதற்கு முன்பு பயன்படுத்தப் பட்ட பொருள்களுக்குப் பதிலாக இதனைப் பயன்படுத்துவதற்குக் காரணம், இது உயிருள்ள தசைகளை புண்படுத்துவதில்லை; உயிர்ப் பொருளின் உயிர்விசைச் செயல்களை வலுக்குறையச் செய்வதில்லை.

நியோபியம், டான்ட்டலம் மற்றும் இவற்றின் உலோகக் கலவைகள் அண்மைக் காலத்தில் ராக்கெட் மற்றும் உயர்வேக ஆகாய விமானப் பொறியியல் துறைகளில் மிகுவும் சிறப்பாகப் பயன்படுகின்றன. இப்பொருள்கள் 1,100°C வெப்பநிலை வரை வலுவுடையவைகளாக உள்ளன; ஆனால், உயர்-வெப்ப எஃகு கள், நிக்கல்- மற்றும் கோபால்ட் – அடிப்படை உலோகக் கலவை களை சுமார் 650-870°C வெப்பநிலை வரைதான் பயன்படுத்த முடிகிறது.

நியோபியம் அணு உலைகளில் எரிம தனிம குவளைக்கான ஒரு பொருளாகவும் பயன்படுகிறது.

நியோபியம் மற்றும் டான்ட்டலத்தின் தேவை அதிகரித்துக் கொண்டே செல்வதன் காரணமாக, அரிதான தனிமங்கள் எனக் கருதப்படாத இத் தனிமங்கள் இப்போது பெருமளவில் உற்பத்தி செய்யப்படுகின்றன.

டான்ட்டலம் மற்றும் நியோபியம் கார்பைடுகள் மிகவும் கடின மானவை; இவை பல்வேறு வெட்டும் கருவிகளைத் தயாரிப்பதற்கு உலோக வேலை தொழிற்சாலையில் பயன்படுகின்றன.

24. தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஆறு மற்றும் ஏழாவது தொகுதிகளின் உலோகங்கள்

ஆறுவது தொகுதியின் உலோகங்கள் குரோமியம் உப தொகுதியில் அடங்கும். ஏழாவது தொகுதியின் உலோகங்கள் மாங்கனீஸ் துணைத் தொகுதியில் அடங்கும்.

குரோமியம் துணைத் தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
குரோமியம்...	Cr	*51·996*	*24*	*2*	*8*	*13*	*1*		
மாலிப்டினம்...	Mo	*95·94*	*42*	*2*	*8*	*18*	*13*	*1*	
டங்ஸ்டன் ...	W	*183·85*	*74*	*2*	*8*	*18*	*32*	*12*	*2*

233. குரோமியம் துணைத் தொகுதியின் பொதுப்பண்புகள்

தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஆறுவது தொகுதியிலுள்ள உலோகத் தனிமங்கள் **குரோமியம், மாலிப்டினம்** மற்றும் **டங்ஸ்டன்** ஆகியனவையாகும். இவை நீண்ட வரிசைகளின் இரட்டை வரிசையில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன. ஆறுவது தொகுதியின் இரண்டாவதான இந்தத் துணைத் தொகுதி குரோமியம் துணைத் தொகுதி எனப்படும். இத்தொகுதியில் முன்பு யுரேனியம் சேர்க்கப்பட்டிருந்தது; இப்போது இத்தனிமம் ஆக்டினைடுகளில் ஒன்றாகக் கருதப்படுகிறது. யுரேனியத்தின் வேதியியப் பண்புகள் குரோமியம் துணைத் தொகுதியின் பிற தனிமங்களினுடையப் பண்புகளுடன் ஒத்திருப்பதால், யுரேனியத்தை இத்தனிமங் களோடுசேர்த்தே படிப்போம்.

குரோமியம் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களினுடைய அணுக்களின் வெளி ஷெல்களில் ஒன்று அல்லது இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இது, இத்தனிமங்களின் உலோகப் பண்புகளையும் மற்றும் முக்கியத் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களினின்று இவை வேறுப்பட்டிருத்தலையும் விளக்குவதாக உள்ளது. அதே சமயத்தில் இவற்றின் உச்ச நேர்மின் இணைதிறன் 6 ஆகவும் உள்ளது; ஏனெனில், வெளி ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களோடு நிறைவுறாத ஈற்றயல் ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களும் தேவைப்படும் எண்ணிக்கையில் பிணைப்புகள் உண்டாவதில் பங்கு பெறுகின்றன.

குரோமியம் மற்றும் அதனைச் சார்ந்த தனிமங்கள் ஹைட்ரைடுகளைத் தருவதில்லை. இவற்றின் மிக முக்கியச் சேர்மங்கள் உயர் இணைதிறனின் பெறுதிகளாகும். இவை பல வினைகளில் இவற்றிற்கு இணையான சல்ஃபர் சேர்மங்களை ஒத்துள்ளன.

குரோமியம் துணைத் தொகுதியின் தனிமங்கள் பொறியியலில் மிகவும் முக்கியத்துவம் பெற்றுள்ளன. இத்தனிமங்கள் முன்பெல்லாம், எஃகின் கடினத் தன்மை மற்றும் அரிமானத்தை எதிர்க்கும் தன்மை ஆகியவற்றை அதிகரிக்கச் செய்வதற்காக அத்துடன் கூட்டுப்பொருள்களாகச் சேர்க்கப்பட்டன. தற்போது, இவை தூய நிலையில் மற்றும் உலோகக் கலவை வடிவில் கட்டுமானப் பொருள்களாகப் பயன்படுகின்றன.

234. குரோமியம் அணு எடை 51.996.

பூமியின் மேலோட்டில் குரோமியத்தின் அளவு 0.03% எடையளவாகும். இது இயற்கையில் முக்கியமாக **குரோமைட் $FeO.Cr_2O_3$** வடிவில் காணப்படுகிறது. இதன் வளமான படிவுகள் காசாக்ஸ்தான் மற்றும் யுரால்ஸில் (USSR) காணப்படுகின்றன. தென் ஆப்பிரிக்கா, துருக்கி, ரொடீசியா, பிலிப்பைன்ஸ் மற்றும் யுகோஸ்லேவியா ஆகிய இடங்களிலும் உயர்வகைக் குரோமியம் தாதுக்கள் காணப்படுகின்றன. தற்போது, முதலாளித்துவ நாடுகளின் குரோமியத் தாதுக்களின் உற்பத்தி 3 மில்லியன் டன்களாக, அல்லது, உலோகக் குரோமிய வடிவில் 1.4 மில்லியன் டன்களாக உள்ளது.

குரோமைட் தாதுவைக் கார்பனுடன் சேர்த்து ஒரு மின் உலையில் ஒடுக்கம் பெறச் செய்தால், **ஃபெரோகுரோம்** எனப்படும் குரோமியமும் அயர்னும் கலந்த ஒரு உலோகக் கலவை உண்

டாகிறது. இது நேரடியாக உலோகவியல் தொழிற்சாலைகளில் குரோம் எஃகு உற்பத்தி செய்வதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. தூய குரோமியம், முதலில் குரோமிக் ஆக்ஸைடு தயாரித்து பின் அதனை அலுமினிய அனல் முறையில் ஒடுக்கி பெறப்படுகிறது.

குரோமியம் ஒரு கடினமான வெண்மை நிறமுடைய பொலிவான உலோகம். அடர்த்தி 7.16 கி./செ. மீ.^{3} உருகுநிலை 1,875°C. சாதாரண வெப்பநிலைகளில் குரோமியம் நீர் மற்றும் காற்றினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. நீர்த்த சல்ஃபூரிக் மற்றும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலங்கள் குரோமியத்தைக் கரைத்து ஹைட்ரஜனை வெளிவிடுகின்றன. ஆனால், அலுமினியத்தைப் போன்று குரோமியம் குளிர்ந்த நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைவதில்லை; நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்த பிறகு செயலறு நிலையை அடைகிறது.

உலோக குரோமியம் முக்கியமாக எஃகுத் தொழிற்சாலைகளில் பயன்படுகிறது. 1-2% குரோமியத்தைக் கொண்ட எஃகுகள் மிகவும் கடினமாகவும் வலுவாகவும் உள்ளன. இவை, துப்பாக்கி பீரங்கிக் குழாய்கள், போர்த் தகடுகள் மற்றும் பல்வேறு இயந்திரப் பாகங்களை உற்பத்தி செய்வதற்குப் பயன்படுகின்றன. 12% குரோமியத்தைப் பெற்றுள்ள எஃகு பொதுவாகத் 'துருப்பிடியாத எஃகு' எனப்படுகிறது.

குரோம் முலாம் பூசுதல்: பிற உலோகங்களின் மீது குரோமியத்தைப் படியச் செய்து அவற்றை அரிமானத்திலிருந்து பாதுகாப்பது அண்மைக் காலத்தில் மிகவும் பரவலாக, முக்கியமாக கருவிகள் மற்றும் பொறிவண்டி தொழிற்சாலைகளில் செயல்படுத்தப்படுகிறது. குரோமியம் ஓரளவிற்குக் கடினமான உலோகமாகவே இருப்பதால் குரோமியம் பூச்சைக் கொண்ட சாமான்கள் தேய்மானத்தை நன்கு எதிர்க்கக்கூடியவைகளாக உள்ளன. குரோமியம் முலாம் பூசுதல் மின்பகுப்பு முறையில் நடத்தப்படுகிறது. இது மிகவும் கடினமான இறுக்கமான மற்றும் பொலிவுடைய உலோகப் படலத்தை உண்டாக்குகிறது.

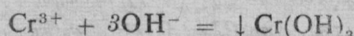
குரோமியம் மூன்று ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது: காரப் பண்புகளையுடைய குரோமஸ் ஆக்ஸைடு அல்லது **குரோமியம் மோனோ ஆக்ஸைடு** CrO; ஈரியல்பு பண்புகளைக் கொண்ட **குரோமிக் ஆக்ஸைடு** Cr_2O_3; மற்றும் அமிலப் பண்புகளைக் கொண்ட **குரோமிக் நீரிலி** CrO_3. இவ்வாக்ஸைடுகளுக்கு ஏற்ப குரோமியம் மூன்று வகைச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.

ஈரிணைதிறன் குரோமியத்தின் சேர்மங்கள்: குரோமியம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரையும்போது, **குரோமஸ் குளோரைடு** $CrCl_2$ எனப்படும் ஈரிணைதிறன் குரோமியத்தின் உப்பைக் கொண்ட ஒரு நீல நிறக் கரைசல் உண்டாகிறது. இக் கரைசலுடன் ஒரு காரத்தைச் சேர்த்தால்,மஞ்சள் நிறவீழ்படிவாக **குரோமஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு** $Cr(OH)_2$ கிடைக்கிறது. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைத்தால் வீழ்படிவு $CrSO_4$ ஆக மாறிவிடுகிறது.

ஈரிணைதிறன் குரோமியம் சேர்மங்கள் மிகவும் நிலையற்றவை; இவற்றைக் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் மூவிணைதிறன் குரோமியம் சேர்மங்களாக ஏற்றம் அடையச் செய்கின்றது.

மூவிணைதிறன் குரோமியத்தின் சேர்மங்கள்: குரோமிக் **ஆக்ஸைடு**, அல்லது **குரோமியம் ஸெஸ்க்யு ஆக்ஸைடு** Cr_2O_3 ஒரு பச்சை நிறமுடைய வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள். **இது பச்சை முடி** (green crown) என்ற பெயரில் எண்ணெய் இல்லாத மற்றும் எண்ணெய் வர்ணத்தைத் தயாரிப்பதற்குப் பெரிதும் பயன் படுத்தப்படுகிறது. சிலிக்கேட்டுகளுடன் சேர்த்து உருக்கும் போது குரோமிக் ஆக்ஸைடு அவற்றைப் பச்சை நிறமாக்குகிறது; எனவே கண்ணாடி மற்றும் பீங்கான்களுக்கு நிறத்தைக் கொடுப்ப தற்கும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

குரோமிக் ஹைட்ராக்ஸைடு $Cr(OH)_3$: மூவிணைதிறன் குரோமிக் உப்புகளை காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்தால், இது நீலம் கலந்த சாம்பல் நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.



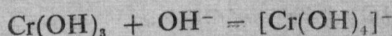
$$Cr^{3+} + 3OH^- = \downarrow Cr(OH)_3$$

அலுமினியம், சிங்க் மற்றும் பிற ஹைட்ராக்ஸைடுகளைப் போலவே இதுவும் ஈரியல்பு தன்மையது; அமிலங்களில் கரைந்து மூவிணைதிறன் குரோமியத்தின் உப்புகளையும் மற்றும் காரங்களில் கரைந்து குரோமஸ் அமிலத்தின் $HCrO_2$ உப்புகளான குரோமைட்டுகளின் மரகதப் பச்சை நிறக் கரைசல்களையும் உண்டாக்குகிறது.



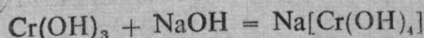
$$Cr(OH)_3 + NaOH = NaCrO_2 + 2H_2O$$

இருப்பினும், இது போன்றக் கரைசல்களில் குரோமியம் பெரிதும் CrO_2 அயனியாக இல்லாமல் $[Cr(OH)_4]^-$ அணைவு அயனியாக நிலவுகிறது. கீழ்க்கண்ட வினையின்படி இவ்வயனி உண்டாகிறது:



$$Cr(OH)_3 + OH^- = [Cr(OH)_4]^-$$

அல்லது



$$Cr(OH)_3 + NaOH = Na[Cr(OH)_4]$$

இவ்வமைப்பைக் கொண்ட அணைவு உப்புகள் படிக வடிவில் பெறப்பட்டுள்ளன.

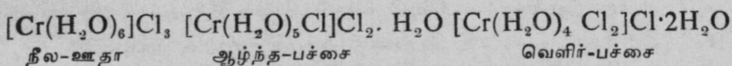
மாறாக, உலர் முறையில் (எடுத்துக்காட்டாக Cr_2O_3-ஐ பிற உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளுடன் உருக்கி) பெறப்பட்டதும் மற்றும் முக்கியமாக ஈரிணை திறன் உலோகங்களுக்குரியதுமான குரோமைட்டுகள் $Me_2CrO)_2$ என்ற வாய்பாட்டிற்கான இயைபைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றுள் இயற்கைக் குரோமைட்டும் $Fe(CrO_2)_2$ அடங்கும்.

மிகவும் பரவலாகக் காணப்படும் மூவிணை திறன் குரோமியத்தின் உப்பு, குரோமியம் மற்றும் பொட்டாசியத்தின் இரட்டை உப்பு குரோம் படிகாரம் $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ஆகும். இது அலுமினியம் படிகாரத்தின் படிகங்களை ஒத்த நீலம் கலந்த ஊதா நிற படிகங்களாக உண்டாகிறது. இதனைப் பொதுவாகத் தயாரிப்பதற்கு, பொட்டாசியம் டை குரோமேட்டை சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு கொண்டு ஒடுக்கம் பெறச் செய்யப்படுகிறது. குரோம் படிகாரம் தோல் தொழிற்சாலையில் தோலைப் பதனிடுவதற்கும் நெசவுத் தொழிற்சாலையில் சாயம் ஊட்டுவதற்கு ஒரு நிறம் நிறுத்தியாகவும் பயன்படுகிறது.

மூவிணை திறன் குரோமியம் உப்புகள் பெரிதும் அலுமினியம் உப்புகளை ஒத்துள்ளன. நீர்க் கரைசலில் இவை நன்கு நீராற் பகுப்படைந்து எளிதில் கார உப்புகளாக மாறுகின்றன. அலுமினியத்தைப்போல, மூவிணை திறன் குரோமியம் வலிமையற்ற அமிலங்களுடன் உப்புகளை உண்டாக்குவதில்லை.

மூவிணை திறன் குரோமியம் உப்புகளின் கரைசல்கள் மிகவும் சிறப்பான பண்பைப் பெற்றுள்ளன: சாதாரணமாக நீலம் கலந்த ஊதா நிறமுடையவை. சூடு செய்யும்போது பச்சை நிறத்தைப் பெறுகின்றன. ஆனால் சிறிது நேரத்திற்குப் பிறகு குளிரும்போது மீண்டும் முன்பு இருந்த நிறத்தைப் பெறுகின்றன. இந்நிற மாற்றத்திற்குக் காரணம் உப்புகளின் ஐசொமேரிக் ஹைட்ரேட்டுகள் உண்டாவதாகும். இவை, வெர்னர் கொள்கையின்படி அணைவுச் சேர்மங்களாகும்; இவற்றில் எல்லா நீர் மூலக்கூறுகளும் அல்லது பகுதியளவு நீர் மூலக்கூறுகள் அகப் பகுதியில் ஒருங்கிணைந்துள்ளன. இது போன்ற பல்வேறு ஹைட்ரேட்டுகள் திண்ம வடிவில் பிரித்தெடுக்கப்பட்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, **குரோமிக் குளோரைடின்** படிக ஹைட்ரேட் $CrCl_3 \cdot 6HO_2$ மூன்று

ஐசோமெரிக் வடிவுகளில் நிலவியிருப்பதாக அறியப்பட்டுள்ளது: நீல–ஊதா, ஆழ்ந்த -பச்சை மற்றும் வெளிர்-பச்சை படிகங்களாக ஒத்த இயைபுடன் உள்ளன. குரோமிக் குளோரைடு ஹைட்ரேட்டு களின் ஐசோமெரிசத் தன்மை, ஐசோமெர்கள் ஒவ்வொன்றும் புதியதாகத் தயாரிக்கப்பட்ட சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலில் வெவ் வேறு விதமாகச் செயல்படுவதிலிருந்து உறுதிப்படுகிறது. சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலுடன் வினைபுரியும்போது, நீல-ஊதா ஹைட் ரேட் அது பெற்றுள்ள எல்லா குளோரினையும், ஆழ்ந்த-பச்சை ஹைட்ரேட் அதன் 2/3 பங்கு குளோரினையும் மற்றும் வெளிறிய பச்சை ஹைட்ரேட் அதன் 1/3 பங்கு குளோரினை மட்டும் வீழ்படி வடையச் செய்கின்றன. இதனையும், குளோரினுடைய 6 ஒருங் கிணைதல் எண்ணையும் கருத்தில் கொண்டால், எடுத்துக்கொண்ட படிக ஹைட்ரேட்டுகள் பின்கண்ட அமைப்புகளைப் பெற்றிருக்கக் கூடும் எனக் கருதலாம்.



$[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$ $[Cr(H_2O)_4 Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$

நீல-ஊதா ஆழ்ந்த-பச்சை வெளிர்-பச்சை

எனவே, குரோமிக் குளோரைடு ஹைட்ரேட்டுகளின் ஐசோ மெரிசத் தன்மைக்குக் காரணம் ஒத்த தொகுதிகள் (H_2O மற்றும் Cl^-) அவற்றின் அக மற்றும் புறப்பகுதிகளில்வெவ்வேறுவிதத்தில் அமைந்து காணப்படுவதேயாகும்.

ஆறு இணைதிறன் குரோமியம் சேர்மங்கள்: ஆறு இணைதிறன் குரோமியத்தின் முக்கியச் சேர்மங்கள் குரோமிக் நீரிலி அல்லது **குரோமியம் டிரைஆக்ஸைடு** CrO_3 மற்றும் இதற்கு இணையான அமிலங்களின் அதாவது **குரோமிக்** H_2CrO_4 மற்றும் **டை-குரோமிக்** $H_2Cr_2O_7$ அமிலங்கள், அவற்றின் உப்புகள் ஆகியவை. இரண்டு அமிலங்களும் நீர்க் கரைசலில் தான் நிலவுகின்றன; கரைச லினின்று இவற்றைப் பிரித்தெடுப்பதற்கு முயற்சி செய்யும் போது இவை உடனடியாக குரோமிக் நீரிலியாகவும் நீராகவும் சிதைந்து விடுகின்றன. ஆனால் இவற்றின் உப்புகள் மிகவும் நிலையாக உள்ளன. குரோமிக் அமிலத்தின் உப்புகளை **குரோமேட்டுகள்** என்றும் டைகுரோமிக் அமிலத்தின் உப்புகளை **டைகுரோமேட்டுகள்** என்றும் கூறுகிறோம்.

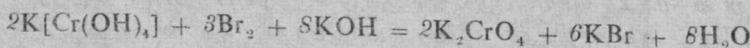
நீரில் கரையும் கார உலோகங்களின் குரோமேட்டுகள், மூவிணைதிறன் குரோமியம் சேர்மங்களை காரத்தின் முன்னிலையில் ஏற்றம் அடையச் செய்து பெறப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, பொட்டாசியம் குரோமைட் கரைசலை புரோமினுடன் வினைபுரியச்

செய்தால், கீழ்க்கண்ட வினைகள் நிகழ்ந்து, பொட்டாசியம் குரோமேட் உண்டாகிறது:

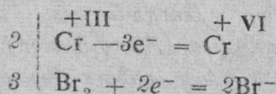


$$2KCrO_2 + 3Br_2 + 8KOH = 2K_2CrO_4 + 6KBr + 4H_2O$$

அல்லது



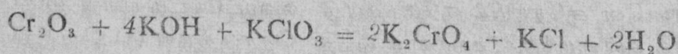
$$2K[Cr(OH)_4] + 3Br_2 + 8KOH = 2K_2CrO_4 + 6KBr + 8H_2O$$



$$\begin{array}{c|l} 2 & \overset{+III}{Cr} - 3e^- = \overset{+VI}{Cr} \\ 3 & Br_2 + 2e^- = 2Br^- \end{array}$$

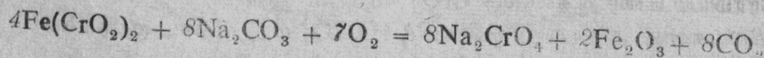
வினையின்போது ஏற்றம் நிகழ்கிறது என்பதனை மரகதப் பச்சை குரோமைட் கரைசல் CrO_4^{2-} அயனிக்குரிய பிரகாசமான மஞ்சள் நிறத்தைப் பெறுவதிலிருந்து அறிந்துகொள்ளலாம்.

குரோமேட்டுகளை, Cr_2O_3ஐ காரத்துடன் சேர்த்து பொட்டாசியம் குளோரேட் போன்ற ஒரு ஏற்றியின் முன்னிலையில் உருக்குவது போன்ற உலர் முறையிலும் தயாரிக்கலாம்.

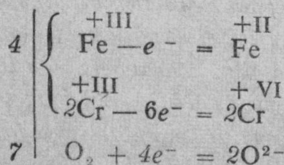


$$Cr_2O_3 + 4KOH + KClO_3 = 2K_2CrO_4 + KCl + 2H_2O$$

குரோமேட்டுகள் பொதுவாக இயற்கை குரோமைட்டிலிருந்து $Fe(CrO_2)_2$ தயாரிக்கப்படுகின்றன; பின்னதை சோடாவுடன் சேர்த்து காற்றினுடைய ஆக்ஸிஜன் முன்னிலையில் தீவிரமாகச் சூடு செய்தால் உண்டாகும் கலவையில் சோடியம் குரோமேட் இருக்கும். இதனை நீர் கொண்டு பிரித்தெடுக்கலாம்.



$$4Fe(CrO_2)_2 + 8Na_2CO_3 + 7O_2 = 8Na_2CrO_4 + 2Fe_2O_3 + 8CO_2$$



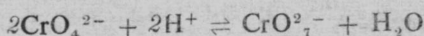
$$\begin{array}{c|l} 4 & \left\{ \begin{array}{l} \overset{+III}{Fe} - e^- = \overset{+II}{Fe} \\ \overset{+III}{2Cr} - 6e^- = \overset{+VI}{2Cr} \end{array} \right. \\ 7 & O_2 + 4e^- = 2O^{2-} \end{array}$$

பொட்டாசியம் குரோமேட்டை K_2CrO_4 இது போன்ற சோடாவிற்குப் பதிலாக பொட்டாஷ் எடுத்துக்கொண்டு தயாரிக்கலாம்.

பெரும்பாலும் எல்லா குரோமேட்டுகளும் மஞ்சள் நிறமுடையன. சில, வர்ணங்களாகப் பயன்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, கரையாத லெட் குரேமேட் $PbCrO_4$ மஞ்சள்முடி எனப்

படும். மஞ்சள் நிற எண்ணெய் நிறத்தைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன் படுத்தப்படுகிறது.

ஏதேனும் ஒரு குரோமேட்டின் கரைசலை, எடுத்துக்காட்டாக K_2CrO_4-ன் கரைசலை அமிலமயமாக்கினால், $Cr_2O^2{}_4{}^-$ அயனிகள் $CrO_7{}^{2-}$ அயனிகளாக மாற்றம் அடைவதன் காரணமாக, கரைசலில் மஞ்சள் நிறம் ஆரஞ்சு நிறமாக மாறுகிறது. கிடைக்கும் கரைசலினின்று டைகுரோமிக் அமிலத்தின் உப்பான பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டை $K_2Cr_2O_7$ ஆரஞ்சு சிவப்பு நிறப் படிகங்களாகப் பிரித்தெடுக்கலாம். குரோமேட் டைகுரோமேட்டாக மாறும் மாற்றத்தை பின்கண்ட சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிவிக்கலாம்:



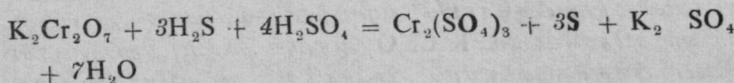
$$2CrO_4{}^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons CrO^2{}_7{}^- + H_2O$$

அம்புக் குறிகள் வினை மீளும் தன்மையது என்பதனைக் காட்டுகின்றன. இது, டைகுரோமேட்டை நீரில் கரைக்கும்போது சிறிதளவு, குறைவாக இருப்பினும், H^+ மற்றும் $CrO_4{}^{2-}$ அயனிகள் $Cr_2O_7{}^{2-}$ அயனியும் நீரும் வினைபுரிவதால் உண்டாகின்றன என்பதைக் குறிக்கிறது. (கரைசல் அமிலத் தன்மையுடன் வினை புரிகிறது). இதுபோன்ற கரைசலுடன் ஒரு காரத்தைச் சேர்த்தால், OH அயனி கரைசலிலுள்ள H^+ அயனியுடன் வினைபுரிந்து, சமநிலையை இடது பக்கமாக பெயரும்படிச் செய்கிறது; இதன் காரணமாக, டைகுரோமேட் மீண்டும் குரோமேட்டாக மாற்றம் அடைகிறது. எனவே, மிகு அளவு OH^- அயனிகள் இருக்கும் போது கரைசலில் பெரிதும் $CrO_4{}^{2-}$ அயனிகளே நிலவியிருக்கும்; ஹைட்ரஜன் அயனி மிகையாக இருக்கும்போது டைகுரோமேட் அயனிகளே நிலவியிருக்கும்.

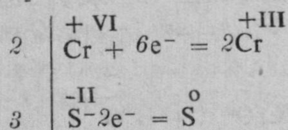
குரோமேட்டுகளும் டைகுரோமேட்டுகளும் மிகச் சிறந்த ஏற்றிகளாக உள்ளன. இதன் காரணமாகத்தான், இவை வேதியிய வினைகளில் பல்வேறு பொருள்களை ஏற்றம் பெறச் செய்வதற்கு அதிகமாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. ஏற்றம் அமிலக் கரைசலில் நிகழ்த்தப்படுகிறது. ஏற்றியாகச் செயல் படும்போது, ஆறு இணைதிறன் குரோமியத்தைக் கொண்டுள்ள $Cr_2O_7{}^{2-}$ அயனி எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொண்டு மூவிணை திறன் குரோமிக் அயனியாக மாறுகிறது. ஏற்றம் நடைபெறுவதை அடுத்து ஒரு தெளிவான நிறமாற்றம் நடைபெறுகிறது (டைகுரோமேட்டுகளின் கரைசல்கள் ஆரஞ்சு நிறமுடையன; மூவிணை திறன் குரோமியம் உப்புகள் பச்சை அல்லது பச்சைக் கலந்த ஊதா நிற முடையன).

டைக்குரோமேட்டுகள் பங்கு பெறும் பல ஏற்ற-ஒடுக்க வினைகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

1. சல்ஃபூரிக் அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசலினூடே ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்தினால், ஆரஞ்சு நிறக் கரைசல் பச்சை நிறமாக மாறுகிறது; அதே சமயத்தில் சல்ஃபர் உண்டாவதன் காரணமாக நீர்மம் கலங்கலாகிறது:



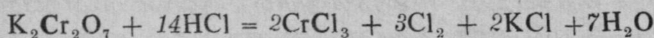
$$K_2Cr_2O_7 + 3H_2S + 4H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 3S + K_2SO_4 + 7H_2O$$



$$2 \left| \overset{+VI}{Cr} + 6e^- = 2\overset{+III}{Cr} \right.$$

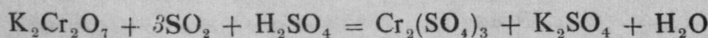
$$3 \left| \overset{-II}{S^-} 2e^- = \overset{0}{S} \right.$$

2. அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுடன் வினைபுரிந்து குளோரினை வெளிப்படுத்துகிறது; மூவிணைதிறன் குரோமியம் உப்பைக் கொண்ட ஒரு பச்சை நிறக் கரைசல் உண்டாகிறது:



$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl = 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O$$

3. சல்ஃபூரிக் அமிலம் கலந்த அடர் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசலினூடே சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடைச் செலுத்தினால், சம மூலக்கூறு அளவுகளில் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டும் குரோமிக சல்ஃபேட்டும் உண்டாகின்றன.



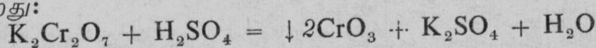
$$K_2Cr_2O_7 + 3SO_2 + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

உண்டாகும் கரைசலை ஆவியாக்கினால், குரோம் படிகாரம், $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ படிகங்களாகப் பிரிகிறது. இவ்வினை, தொழில் முறையில் குரோம் படிகாரத்தைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

டைகுரோமேட்டுகளின் மிக முக்கிய உப்புகள்: நீண்ட ஆரஞ்சு-சிவப்பு நிற படிகங்களாக உண்டாகும் **பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்** $K_2Cr_2O_7$ மற்றும் இரண்டு நீர் மூலக்கூறுகளுடன் படிகமாகும் **சோடியம் டைகுரோமேட்** $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$. இரண்டு உப்புகளும் **டைகுரோமேட்டுகள்** என்ற பெயரில், பல கரிமச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கும் முறைகள், தோல் தொழிற்சாலையில் தோலை பதனிடுதல், தீக்குச்சி மற்றும் நெசவுத் தொழிற்சாலைகளில் ஆக்ஸிஜனேற்றிகளாகப் பயன்படுகின்றன.

'குரோமிக் அமிலக் கலவை' எனப்படும் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலமும் பொட்டாசியம் அல்லது சோடியம் டைகுரோமேட்டின் நீர்க் கரைசலும் கலந்த கலவை தீவிர ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கு அதிகமாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

எல்லா குரோமிக் அமில உப்புகளும் நச்சுத் தன்மையன. **குரோமிக் நீரிலி** அல்லது**குரோமியம் டிரைஆக்ஸைடு** CrO_3. பொட்டாசியம் அல்லது சோடியம் டைகுரோமேட்டின் தெவிட்டிய கரைசலை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்தால், இது ஆழ்ந்த-சிவப்பு நிற ஊசி போன்ற படிகங்களாக வெளிப் படுகிறது:



$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = \downarrow 2CrO_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

குரோமிக் நீரிலி, மிகச் சக்தி வாய்ந்த ஏற்றிகளில் ஒன்றாகும். ஆல்கஹால் போன்ற சில கரிமப் பொருள்களை இதனுடன் தொடர்புகொள்ளச் செய்தால் தீப்பிடித்து எரியவும் செய் கின்றன. பிற பொருள்களை ஏற்றம் பெறச் செய்யும்போது, குரோமிக் நீரிலி Cr_2O_3 ஆக மாற்றம் பெறுகிறது.

குரோமிக் நீரிலி எளிதில் நீரில் கரைகிறது; குரோமிக் மற்றும் டைகுரோமிக் அமிலங்கள் உண்டாகின்றன.

235. மாலிப்டினம்: அணு எடை 95 ·94

மாலிப்டினத்தின் முக்கிய இயற்கைச் சேர்மம் **மாலிப்டினைட்** MoS_2 கனிமமாகும்; தோற்றத்தில் கிராஃபைட்டை மிகவும் ஒத்துள்ளது. 1778-ல் ஷீலே நைட்ரிக் அமிலம் மாலிப்டினைட்டுடன் வினைபுரியும்போது அமிலப் பண்புகளுடைய ஒரு வெண்மை நிறப் பொருள் உண்டாகிறது எனக் கண்டறிந்தார். ஷீலே இப் பொருளை மாலிப்டிக் அமிலம் எனக் குறிப்பிட்டார்; இதிலிருந்து கனிமம் ஒரு புதிய தனிமத்தின் சல்ஃபைடாகும் என்ற சரியான முடிவை மேற்கொண்டார். ஐந்தாண்டுகளுக்குப் பிறகு மாலிப்டிக் அமிலத்தைக் கரியுடன் வறுத்து இத்தனிமம் தனி நிலையில் பெறப் பட்டது.

பூமியின் மேலோட்டில் மாலிப்டினத்தின் மொத்த அளவு 0·001% எடையளவாகும். மாலிப்டினத் தாதுக்களின் படிவுகள் அதிக அளவில் USA-யில் கொலரடோ மாநிலத்தில் காணப்படு கின்றன. இத்தாதுக்களின் படிவுகள் USSR, சிலி, மெக்சிக்கோ, நார்வே மற்றும் மொராகோ ஆகிய இடங்களிலும் காணப்படு கின்றன. சல்ஃபைடு காப்பர் தாதுக்களில் பெருமளவில் மாலிப்டினம் அடங்கியுள்ளது.

மாலிப்டினத்தின் உலக உற்பத்தி ஆண்டிற்கு 2,000 டன்களாகும் (USSR சேர்க்கப்படாமல்).

மாலிப்டினைட்டிலிருந்து உலோக மாலிப்டினத்தைப் பெறுவதற்கு, மாலிப்டினைட்டை வறுத்து மாலிப்டிக் நீரிலியாக மாற்றப்படுகிறது; இது ஹைட்ரஜனைக்கொண்டு அல்லது அலுமினிய அனல் முறையில் உலோகமாக ஒடுக்கம் பெறச் செய்யப்படுகிறது. ஹைட்ரஜன் கொண்டு ஒடுக்கும்போது மிக உயர் உருகுநிலை காரணமாக மாலிப்டினம் ஒரு தூளாகப் பெறப்படுகிறது. இவ்வாறு கிடைக்கும் தூளைத் தண்டுகளாக வார்த்து எடுத்து பின் தீவிர மாறுதிசை மின்னோட்டத்தைக் கொண்டு உருக்குதல் தொடங்கும் வரை அது சூடு செய்யப்படுகிறது. பிறகு அது உயர் வெப்ப நிலையில் வார்த்து எடுக்கப்படுகிறது.

ஒரு உலோகத்தூளை அமுக்கத்திற்கு உட்படுத்தி, பின் கிடைக்கும் பொருளை உலோகம் உருகுவதற்குப் போதுமான உயர்வெப்ப நிலைக்குச் சூடுசெய்யாமல், ஆனால் உலோகத்தை நன்கு நெருக்கம் அடையச் செய்வதற்குப் போதுமான வெப்ப நிலைச்குச் சூடுசெய்வதன் மூலம் ஒரு இறுகிய உலோகத்தைப் பெறும் முறைக்கு **தூள் உலோகவியல்** (powder metallurgy or metalloceramics) என்று பெயர். தூள் உலோகவியல் உலோகங்களிலிருந்து பல்வேறு பொருள்களை, முக்கியமாக வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்களைச் (டங்ஸ்டன், மாலிப்டினம் மற்றும்பல) செய்வதற்கு ஒரு சிறந்த முறையாகும். தூளாக்கப்பட்ட உலோகத்தை சில அலோகப் பொருள்களுடன் (பல்வேறு வெப்பம் தாங்கவல்ல ஆக்ஸைடுகள், கார்பைடுகள், போரைடுகள் ஆகியவை) கலந்துபின் அமுக்கி சூடு செய்தால்உலோக-மண்பொருள்கள் கிடைக்கின்றன. இவை, மண்பொருள்களின் வெப்பம்தாங்கும் திறன் மற்றும் கடினத்தன்மை ஆகிய பண்புகளை உலோகங்களின் மின்கடத்துத்திறன், குழைவுத் தன்மை மற்றும் பிற பண்புகளுடன் இணைத்தவாறு எல்லாப் பண்புகளையும் ஒருங்கே பெற்றுள்ளன.

மண்-உலோகப் பொருள்களின் உலோகப் பகுதிப் பொருள்களாக குரோமியம் துணைத்தொகுதி உலோகங்கள் (குரோமியம், மாலிப்டினம் மற்றும் டங்ஸ்டன்) அல்லது அயர்ன் துணைத் தொகுதியின் உலோகங்கள் (அயர்ன், நிக்கல் மற்றும் கோபால்ட்) பெரும்பாலும் பயன்படுகின்றன.

தூய உலோகவியல் முறைகள், டங்ஸ்டன் மற்றும் மாலிப்டினம் கம்பி, டங்ஸ்டன் மற்றும் டைட்டேனியம் கார்பைடுகளின் அடிப்

படையில் அமைந்த கடின உலோகக் கலவைகள் ஆகியவற்றைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகின்றன.

மாலிபடினம் சில்வர் போன்ற வெண்மை நிறமுடைய ஒரு உலோகம். அடர்த்தி 10·23 கி./செ.மீ.^{3} உருகுநிலை 2,625°C. சாதாரண வெப்பநிலைகளில் இது காற்றில் மாற்றம் பெறுவதில்லை; ஆனால் சூடு செய்யும்போது எரிந்து வெண்மைநிற மாலிப்டிக் நீரிலியாக MoO_3 மாறுகிறது. மாலிப்டினம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அல்லது நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. இது நைட்ரிக் அமிலத்தில் அல்லது சூடான அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைகிறது.

உற்பத்தி செய்யப்படும் மாலிப்டினத்தில் சுமார் 90% பல்வேறு தரமுடைய சிறப்பான எஃகுகளை உற்பத்து செய்வதற்காகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. எஃகுடன் மாலிப்டினத்தைச் சேர்ப்பது எஃகின் எதிர்த்துத் தாங்கவல்ல தன்மை, வெப்பம் தாங்கவல்ல தன்மை, அரிமானத்தை எதிர்க்கும் சக்தி ஆகியவற்றை உயர்த்துகிறது. மாலிப்டினம் எஃகுகள் ஆகாயவிமானம் மற்றும் பொறி வண்டி தொழிற்சாலைகளில், வேறு எவற்றாலும் ஈடுசெய்ய முடியாத இடத்தைப் பெற்றுள்ளன. இவை, துப்பாக்கி, பீரங்கிக் குழாய்கள், போர்த் தகடுகள் ஆகியவற்றைச் செய்வதற்கும் பயன்படுகின்றன.

மாலிப்டினம் மற்றும் டான்ட்டலம் கலந்த உலோகக் கலவை வேதியியச் சோதனைச் சாலையில் பிளாட்டினத்திற்குப் பதிலாக மூசைகள், தட்டுகள் ஆகியவற்றைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. தூய மாலிப்டினம் மின் பொறியியல் தொழிற்சாலையில் வெகுவாகப் பயன்படுகிறது.

மாலிப்டினம் அதன் சேர்மங்களில், ஆறு,- ஐந்து-நான்கு-மூன்று- மற்றும் ஈரிணைதிறனுடன் காணப்படலாம். மிகவும் நிலையாக உள்ள சேர்மங்கள் ஆறு இணைதிறனுடைய மாலிப்டினத்தைக் கொண்ட சேர்மங்களாகும். இவற்றுள் மிகவும் முக்கியமானவை **மாலிப்டேட்டுகள்** எனப்படும் மாலிப்டிக் அமிலத்தின் H_2MoO_4 உப்புகளாகும்; இவற்றின் இயைபு பெரிதும் சிக்கலாக இருக்கும்.

அம்மோனியம் மாலிப்டேட் $(NH_4)_6Mo_7O_{24}\cdot 4H_2O$: இது பகுப்பாய்வில் பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தைக் கண்டறியவும் மற்றும் அளவறி முறையில் நிர்ணயிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. இது பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்துடன் $(NH_4)_3PO_4\cdot 12MoO_3\cdot 6H_2O$ இயை

புடைய ஒருசிறப்பான மஞ்சள் நிற வீழ்படிவை உண்டாக்குகிறது. இது ஒரு **ஹெட்ரோபாலி அமிலத்தின்** அம்மோனியம் உப்பாகும்; ஹெட்ரோபாலி அமிலம் ஒரு அணுவுச் சேர்மம். பல்வேறு அமிலம்-உண்டாக்கும் ஆக்ஸைடுகள் ஒரு ஆக்ஸி அமில மூலக் கூறுடன் கூடுவதால் உண்டாகும் விளைபொருளாகும்.

ஒருஅமிலம் கலந்த மாலிப்டிக் அமிலத்தை சிங்க் கொண்டு ஒடுக்கம் பெறச் செய்தால், Mo_5O_{14}) இயைபுடைய **மாலிப்டின் நீலம்** எனப்படும் ஒரு ஆழ்ந்த நீல நிற நீர்மம் கூழ் நிலையில் கிடைக் கிறது (பல்வேறு மாலிப்டினம் ஆக்ஸைடுகளின் ஒரு கலவை). மாலிப்டினம் நீலம் எளிதில் தாவரம் மற்றும் விலங்கின நூலிழை களினுல் ஊன்றிக் கொள்ளப்படுகிறது. இது, இறகுகள், தலைமுடி, மென்மயிர்கள், பட்டு ஆகியவற்றிற்கு நிறத்தைக் கொடுப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

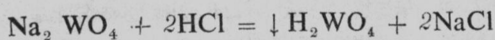
236. டங்ஸ்டன் (உல்ஃப்ரம்) அணுஎடை 183.85.

இயற்கையில் காணப்படும் டங்ஸ்டனின் சேர்மங்கள் பெரும் பாலும் டங்ஸ்டிக் அமிலத்தின் H_2WO_4 உப்புகளாக உள்ளன. மிக முக்கிய டங்ஸ்டன் தாதுவான **உல்ஃப்ரமைட்** அயர்ன் மற்றும் மாங்கனீஸ் டங்ஸ்டேட்டுகளின்(Fe, Mn)WO_4 ஒத்தவடிவுடைமைக் கலவையாகும். அதிகமாகக் காணப்படும் மற்றொரு கனிமம் **ஷீலைட்** $CaWO_4$ ஆகும்.

பூமியின் மேலோட்டில் டங்ஸ்டன் (*0.007%* எடையளவில் குரோமியத்தைவிடக் குறைவாகவும், ஆனல், மாலிப்டினத்தை விடச் சிறிது அதிகமாகவும் காணப்படுகிறது. மிகுஅளவு டங்ஸ்டன் படிவுகள், சீன, பர்மா, USA, போலிவியா, மலேசியா மற்றும் போர்ச்சுகல் ஆகிய இடங்களில் கண்டுபிடிக்கப்பட் டுள்ளன. டங்ஸ்டனின் உலக உற்பத்தி ஆண்டிற்கு (USSR சேர்க் கப்படாமல்) *2,000-3,000* டன்களாகும்.

டங்ஸ்டனை உல்ஃபரமைட்டிலிருந்து பிரித்தெடுப்பதற்கு, உல்ஃப்ரமைட்டை சோடாவுடன் சேர்த்து காற்றின் முன்னிலையில் உருக்கவேண்டும். டங்ஸ்டன் சோடியம் டங்ஸ்டேட்டாகக் Na_2WO_4 மாறுகிறது; இது நீர் கொண்டு பிரித்து எடுக்கப்படுகிறது. அயர்ன் மற்றும் மாங்கனீஸ் கரையாத Fe_2O_3 மற்றும் Mn_3O_4 (குரோமைட்டிலிருந்து குரோமேட்டுகள் தயாரித்தல் காண்க) சேர்மங்களாக மாறுகின்றன.

கிடைக்கும் நீர்க் கரைசலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத் துடன் வினைபுரியச் செய்து தனி டங்ஸ்டிக் அமிலத்தை ஒரு மஞ்சள்நிற வீழ்படிவாகப் பிரித்தெடுக்கலாம்:



$$Na_2WO_4 + 2HCl = \downarrow H_2WO_4 + 2NaCl$$

டங்ஸ்டிக் அமிலத்தை வறுத்தால் டங்ஸ்டிக் நீரிலி WO_3 கிடைக்கிறது. நீரிலியைக் கார்பன் அல்லது ஹைட்ரஜன் கொண்டு ஒடுக்கம் பெறச் செய்து பெறப்பட்ட டங்ஸ்டன் தூளை மாலிப்டினம் தூளை உட்படுத்தியது போன்ற அதே செயலுக்கு உட்படுத்தி இறுகிய உலோகம் பெறப்படுகிறது.

உலோக டங்ஸ்டன் வெண்மைநிறமுடைய ஒரு கனமான உலோகம். அடர்த்தி 19.3 கி./செ.மீ³. இதன் உருகுநிலை (3,380°C) எல்லா உலோகங்களைக் காட்டிலும் அதிகம். டங்ஸ்டனை உருக்கி ஒட்ட வைக்கலாம்; இதனை 0.2 மி.மீ விட்டம் உடைய அளவிற்கு மெல்லிய நூலிழைகளாக இழுக்கமுடிகிறது.

டங்ஸ்டன் காற்றில் செஞ்சூடான நிலையில் தான் ஏற்றம் பெறுகிறது. இது அமிலங்கள் மற்றும் இராஜத் திராவகத்தினாலும் பாதிக்கப்படுவதில்லை; ஆனால் நைட்ரிக் மற்றும் ஹைட்ரோஃபுளூரிக் அமிலங்கள் கலந்த கலவையில் கரைகிறது.

பிரித்தெடுக்கப்படும் டங்ஸ்டனில் பெரும்பகுதி உலோகவியலில் சிறப்பான எஃகுகள் மற்றும் உலோகக் கலவைகளை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. உயர்-வேக எஃகு கருவிகள் 18 அல்லது 22% அளவிற்கு டங்ஸ்டனைக் கொண்டுள்ளது; இது தானாகவே கடினத் தன்மையப் பெறும் தன்மையது. இதுபோன்ற எஃகை சிவக்கச் சூடு செய்தாலும் அதன் கடினத் தன்மையை இழப்பதில்லை. இதன் காரணமாகத் தான் டங்ஸ்டன் எஃகினால் செய்யப்பட்ட வெட்டும் கருவிகளின் பயன் வெகுவாக அதிகரித்து வருகிறது.

டங்ஸ்டனின் மற்றுமொரு முக்கிய பயன் ஒளிவிடும் மின் பல்புகளைத் தயாரிப்பதாகும்; உயர் உருகு நிலை காரணமாக, இதற்கு டங்ஸ்டன் மிகவும் அவசியமாகிறது. ஒரு சூடான பொருளினால் வெளிவிடப்படும் ஒளியின் அளவு அதன் வெப்பநிலையைப் பொருத்திருக்கிறது என்பது அறிந்ததே. வெப்பநிலை எந்த அளவிற்கு உயர்வாக இருக்கிறதோ அந்த அளவிற்கு வெப்பம் அல்லது மின் ஆற்றல் ஒளி ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. முன்பு மின் ஒளி விளக்குகளில் பயன்படுத்தப்பட்டு வந்த கார்பன் இழைகளை மஞ்சள் ஒளி வெளிப்படும் வெப்பநிலைக்கு உயர்வான வெப்பநிலைகளுக்கு சூடு செய்யமுடியாது: ஏனெனில் உயர்வெப்பநிலைகளில் கார்பன் ஆவியாகத் தொடங்கிவிடும்; டங்ஸ்டன் வெண் சூட்டிலும் ஆவியாவதில்லை.

டங்ஸ்டன் சேர்மங்கள் பெரிதும் மாலிப்டினச் சேர்மங்களை ஒத்துள்ளன. மிகவும் முக்கியமானவை டங்ஸ்டிக் அமிலமும் H_2WO_4 **டங்ஸ்டேட்டுகள்** எனப்படும் உப்புகளும் ஆகும். சில டங்ஸ்டேட்டுகள் எண்ணெய் வர்ணங்களாகப் பயன்படுகின்றன

டங்ஸ்டன் கார்பைடுகள் WC மற்றும் W_2C ஆகியவை பெரும்பாலும் வைரத்தைப் போன்ற கடினத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன. டங்ஸ்டன் கார்பைடுகளும் 10 அல்லது 15% தூளாக்கப்பட்ட உலோக கோபால்ட்டும் கலந்த கலவையை உலோக மண்ணியலுக்கு உட்படுத்தினால், துளைபோடும் கருவிகள், வெட்டும் கருவிகள் மற்றும் பலவற்றைத் தயாரிப்பதற்கான மிகவும் கடினத் தன்மை கொண்ட உலோகக் கலவைகள் கிடைக்கின்றன. டங்ஸ்டன் கார்பைடுகளின் (எடுத்துக்காட்டு **பாபெடிட்**) அடிப்படையில் அமைந்த மண்-உலோகக் கலவைகள் உலோக சம்பந்தமான வேலைகளில் பயன்படுவது இயந்திரச் செயல்திறனை வெகுவாக உயர்த்துகிறது.

237. யுரேனியம்: அணு எடை 238·03

இயற்கையில் யுரேனியம் குரோமியம் துணைத் தொகுதித் தனிமங்களைவிடக் குறைந்த அளவே காணப்படுகிறது. பூமியின் மேலோட்டில் இதன் எடையளவு 4×10^{-4}% ஆகும். யுரேனியத்தின் மிக முக்கிய தாதுவான **பிட்ச்-பிளண்டு** மிகவும் சிக்கலான இயைபு கொண்ட ஒரு கனிமமாகும்; இதில் 80% U_3O_8 ஆக்ஸைடு அடங்கியுள்ளது. இத் தாதுவின் வளமான படிவுகள் மத்திய ஆப்பிரிக்காவில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. கனடா USA, நார்வே, ஆஸ்திரேலியா, மற்றும் பிற நாடுகளிலும் யுரேனியம் தாதுக்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன.

இரண்டாவது உலகப்போருக்கு முன்பு யுரேனியம் மிகக் குறைந்த அளவுகளில்தான் உற்பத்தி செய்யப்பட்டது: இருபதாம் நூற்றாண்டின் முதல் 40 வருடங்களில் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட யுரேனியத்தின் மொத்த அளவு 7,500 டன்களாகும். தற்போது யுரேனியம் அணுச் சக்திக்கு முக்கிய மூலப் பொருளாக இருப்பதால், இதன் உற்பத்தி வெகுவாக உயர்ந்துள்ளது. ஒரு ஒரே ஆண்டுக் காலத்தில் (1957) USA, தென் ஆப்பிரிக்கக் குடியரசு மற்றும் காங்கோ ஆகிய நாடுகள் 20 ஆயிரம் டன்களுக்கும் அதிகமான யுரேனியம் தாதுவை (தூய யுரேனியம் ஆக்ஸைடு அளவில்) உற்பத்தி செய்துள்ளன.

யுரேனியம் ஒரு வெண்மைநிற உலோகம். அடர்த்தி 18·3 கி./செ.மீ.^{3} உருகுநிலை 1,133°C. மாலிப்டினம் மற்றும் டங்ஸ்டனைப்

போல் அல்லாது யுரேனியம் மிகவும் வலுவானது; காற்றில் மிகவும் இலேசாகச் சூடு செய்தாலும் தீப்பிடித்து எரிகிறது; ஹாலஜன்கள் மற்றும் சல்ஃபருடன் எளிதில் கூடுகிறது; அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்தி உப்புகளைத் தருகிறது. இவ்வுப்புகளில் இவ்வுலோகம் நான்கிணைதிறனுடன் காணப்படுகிறது. மிக நுண் தூளான நிலையில் இது ஹைட்ரஜனை இலேசான சூடு உடைய நீரிலிருந்தும் வெளிப்படுத்தக்கூடும்.

யுரேனியம் பல சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. இவற்றுள் மிகவும் சிறப்பானவை ஆறு இணைதிறன் யுரேனியத்தைக் கொண்ட சேர்மங்களாகும்.

யுரேனியம் டிரைஆக்ஸைடு அல்லது **யுரேனிக் நீரிலி UO_3**: சில மிகவும் சிக்கலான யுரேனியம் சேர்மங்கள் சிதையும்போது இது ஓர் ஆரஞ்சு நிறத்தூளாகக் கிடைக்கிறது. இது ஓர் ஈரியல்பு ஆக்ஸைடு பண்புகளுடன், அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. அமிலங்களில் கரைக்கும்போது உண்டாகும் உப்புகளில், யுரேனியத்தின் பங்கை **யுரேனைல்** எனப்படும் UO_2^{2+} அயனி ஏற்கிறது (எடுத்துக்காட்டு: UO_2Cl_2).

யுரேனைல் உப்புகள் பொதுவாக மஞ்சள் கலந்த பச்சை நிறத்துடன் உள்ளன; எளிதில் நீரில் கரைகின்றன. **யுரேனைல் நைட்ரேட் $UO_2(NO_3)_2$** ஒளிப்படத் துறையில் பயன்படுகிறது.

காரங்களுடன் வினைபுரியும்போது, யுரேனியம் உப்புகளின் கரைசல்கள் **யுரேனேட்டுகள்** மற்றும் **டை யுரேனேட்டுகள்** எனப்படும் **யுரேனிக் அமிலத்தின் H_2UO_4** உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டு: Na_2UO_4 மற்றும் $Na_2U_2O_7$. பல்வேறு கார ஆக்ஸைடுகளை UO_3 ஆக்ஸைடுடன் சூடு செய்து பிற யுரேனேட்டுகள் பெறப்படுகின்றன. **சோடியம் டை யுரேனேட்** பீங்கான் சாமான்களுக்கு நிறத்தைக் கொடுக்கவும் யுரேனியம் கண்ணாடியைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. யுரேனியம் கண்ணாடி மஞ்சள் கலந்த பச்சை நிறத்தை வெளிப்படுத்துகிறது.

யுரேனியம் அல்லது அதன் சேர்மங்களைக் காற்றில் வறுத்தால், எப்போதும் U_3O_8 என்ற கலந்த ஆக்ஸைடே (அல்லது $UO_2 \cdot 2UO_3$) கிடைக்கிறது; இதுவே யுரேனியம் ஆக்ஸைடுகளில் மிகவும் நிலையானது.

மாங்கனீஸ் துணைத் தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு					
மாங்கனீஸ் ...	Mn	54·9381	25	2	8	13	2		
டெக்னீசியம் ...	Tc	[99]	43	2	8	18	13	2	
ரீனியம் ...	Re	186·2	75	2	8	18	32	13	2

238. மாங்கனீஸ் துணைத் தொகுதியின் பொதுப்பண்புகள்

ஏழாவது தொகுதியின் இரண்டாவதான துணைத்தொகுதியில் நீண்ட வரிசைகளின் இரட்டை வரிசையைச் சேர்ந்த தனிமங்களான மாங்கனீஸ், டெக்னீசியம் மற்றும் ரீனியம் ஆகியவை அடங்கியுள்ளன. இத் தனிமங்களுக்கும் ஏழாவது தொகுதியின் முக்கியத் துணைத் தொகுதியின் தனிமங்களான ஹாலஜன்களுக்கும் இடையே காணப்படும் தொடர்பு, ஆனும் தொகுதியின் முக்கிய மற்றும் இரண்டாவதான துணைத் தொகுதிகளுக்கு இடையே உள்ள தொடர்பைப் போன்றதே. அணுக்களின் வெளி ஷெல்களில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை மட்டும் கொண்டுள்ள மாங்கனீஸ் மற்றும் அதனைச் சார்ந்த தனிமங்கள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்ளக் கூடியவைகளாக இல்லை; மற்றும் ஹாலஜன்களுக்கு மாறாக, இவை ஹைட்ரைடுகளை உண்டாக்குவதில்லை. இருப்பினும், இத் தனிமங்களின் உயர் ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்கள், இவற்றை ஒத்த ஹாலஜன் சேர்மங்களுடன் சில ஒற்றுமைகளைக் கொண்டுள்ளன; ஏனெனில், ஹாலஜன்களைப் போலவே இத் தனிமங்களும் ஆக்ஸிஜனுடன் பிணைப்புகளில் பங்கு பெறும்போது ஏழு எலெக்ட்ரான்களை ஈடுபடுத்துகின்றன. எனவே, இவற்றின் உயர்-நேர்மின் இணைதிறன் 7 ஆகும்.

மாங்கனீஸ் துணைத் தொகுதி தனிமங்களுள் மிகவும் முக்கியமானது மாங்கனீஸே. 1925-ல் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட ரீனியம் மிகவும் அரிதான தனிமம்; ஆனல் பல்வேறு சிறப்பான பண்புகள் காரணமாக, இது ஏற்கெனவே பல நடைமுறைப் பயன்களைக் கொண்டுள்ளது. ,டெக்னீசியம் இயற்கையில் காணப்படுவதில்லை. இது செயற்கை முறையில் 1937-ல் மாலிப்டினம் அணுக்கருக்களைச் சைக்ளோட்ரான் கொண்டு முடுக்கப்பட்ட டாய்ட்ரான்களினுல் தாக்கி உற்பத்தி செய்யப்பட்டது. இதுவே முதன் முதலில் செயற்கை முறையில், 'தொழில்நுணுக்க முறையில்' (technically)

தயாரிக்கப்பட்ட தனிமமாகும்; தயாரிப்பு முறை காரணமாக இதற்கு இப் பெயர் வந்தது. டெக்னீசியம் தயாரிப்பதற்கான முக்கியத் தொடக்கப் பொருள்கள் அணு உலைகள் செயல்படும் போது உண்டாகும் விளைபொருள்களாகும்.

239. மாங்கனீஸ்: அணு எடை 54·9381

பூமியின் மேலோட்டின் எடையில் 0·1% அளவைக் கொண்டுள்ள மாங்கனீஸ் மிகையாகக் காணப்படும் தனிமங்களில் ஒன்ருகும். மாங்கனீஸைப் பெற்றுள்ள அதிகமாகக் காணப்படும் இயற்கைச் சேர்மம் **பைரோலுசைட்** MnO_2 கனிமமாகும். **ஹாஸ்மனைட்** Mn_3O_4 மற்றும் **பிரவ்னைட்** Mn_2O_3 ஆகிய கனிமங்களும் அதிக முக்கியத்துவம் உடையவைகளாக உள்ளன. உயர்வகை மாங்கனீஸ் தாதுக்களின் படிவுகள் தென் ஆப்பிரிக்கா, இந்தியா மற்றும் பிரேசில் ஆகிய இடங்களில் காணப்படுகிறது.

முதலாளித்துவ நாடுகளில் மட்டும் உற்பத்தி செய்யப்படும் மாங்கனீஸ் தாதுவின் அளவு (உலோக மாங்கனீஸாக) 2·5 மில்லியன் டன்களாகும். முக்கியமாக USSR-ல் அதிக வளமுடைய மாங்கனீஸ் தாதுக்கள் காணப்படுகின்றன. மிகவும் வளமான பைரோலுசைட் படிவுகள் டிரான்ஸ்காவ்காசியா (சியாதுரா படிவுகள்) மற்றும் நிக்கோபல் மாவட்டத்தில் (யுக்ரைன்) உள்ளன. யுரால்ஸ், மேற்கு சைபீரியா ஆகிய இடங்களிலும் மாங்கனீஸ் தாதுக்கள் காணப்படுகின்றன. USSR உலகத்திலேயே மிகவும் உயர்ரக மாங்கனீஸ் தாதுக்களின் வளங்களைப் பெற்றுள்ளது.

உலோக மாங்கனீஸ் அதன் ஆக்ஸைடுகளை அலுமினியத்தினுல் ஒடுக்கம் பெறச் செய்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு கடினமான பொலிவுடைய உலோகம். அடர்த்தி 7.2 கி./செ.மீ.^{3} உருகுநிலை 1,244°C. தோற்றத்தில் அயர்னை ஒத்துள்ளது. காற்றில் மாங்கனீஸ் மீது ஒரு மெல்லிய ஆக்ஸைடு படலம் உண்டாகிறது. மாங்கனீஸ் e m f வரிசையில் அலுமினியத்திற்கும் சிங்குக்கும் இடையே காணப்படுகிறது; இது எளிதில் நீர்த்த அமிலங்களில் கரைந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்தி Mn^{2+} அயனியை உண்டாக்குகிறது.

மாங்கனீஸ் மிக முக்கியமாக உலோகவியலில் பயன்படுகிறது. வார்ப்பு அயர்னை எஃகு ஆக மாற்றும்போது அத்துடன் சேர்க்கப்படும் மாங்கனீஸ், அயர்னிலுள்ள சல்ஃபரைக் கசடாக நீக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது; மாங்கனீஸ் சேர்க்கப்படாத

போது, எஃகில் தங்கி இருந்து அதன் இயந்திரப் பண்புகளைப் பெரிதும் குறைக்கிறது. எஃகை உருக்கிப் பெறுவதில் மாங்கனீஸ் தூயநிலையில் சேர்க்கப்படுவதில்லை; ஆனல் **ஸ்பைகல்** (spiegel) மற்றும் **ஃபெரோமாங்கனீஸ்** எனப்படும் இதன் அயர்ன் உலோகக் கலவைகள் வடிவில் சேர்க்கப்படுகிறது. ஸ்பைகல் அயர்ன், அயர்ன் மற்றும் மாங்கனீஸ் தாதுக்களை சுட்ட கரியுடன் சேர்த்து ஓர் ஊது உலையில் ஒடுக்கம் அடையச் செய்து பெறப் படுகிறது; இதில் 10-25% மாங்கனீஸ் அடங்கியுள்ளது. 80% வரை மாங்கனீசைக் கொண்ட ஃபெரோமாங்கனீஸ், பைரோலுசைட் மற்றும் அயர்ன் தாதுக்களிலிருந்து மின் உலைகளில் தயாரிக்கப் படுகிறது. 12-15% மாங்கனீஸைக் கொண்ட எஃகு மிகவும் கடின மாகவும் அதிர்வு மற்றும் தேய்மானத்தை எதிர்க்கக் கூடிய தாகவும் உள்ளது. இது, அரைக்கும் இயந்திரங்கள், இரயில் தண்ட வாளங்கள் போன்றவற்றை உற்பத்தி செய்வதற்குப் பயன்படு கிறது. குரோமியம், வனேடியம் மற்றும் மாங்கனீஸ் கலந்த **எஃகு உலோகக் கலவைகள்**[1] (alloy steels) பொறியியல் துறையில் வெகுவாகப் பயன்படுகின்றன.

மின் பொறியியலில் மிகவும் முக்கியமாகப் பயன்படும் ஓர் உலோகக் கலவை **மாங்கனின்** (Manganin) (83% Cu, 13%Mn மற்றும் 4%Ni) எனப்படும்; மாங்கனின் கம்பி தடைக்கம்பிச் சுருளைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது; ஏனெனில், இதன் மின் கடத்தும் திறன் பெரிதும் வெப்பநிலையைச் சார்ந்து இருக்கவில்லை.

மாங்கனீஸ் ஐந்து எளிய ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது; அவை: MnO, Mn_2O_3, MnO_2, MnO_3, Mn_2O_7 மற்றும் ஒரு கலப்பு ஆக்ஸைடு Mn_3O_4 (அல்லது $MnO \cdot Mn_2O_3$). முதல் இரண்டு ஆக்ஸைடுகள் கார ஆக்ஸைடுகள்; மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடு ஈரியல்பு ஆக்ஸைடு; உயர் ஆக்ஸைடுகளான MnO_3 மற்றும் Mn_2O_7 ஆகியன அமில நீரிலிகள். இவ்வாறு, ஆக்ஸைடுகளின் பண்புகள், இணைதிறன் அதிகரிக்கும்போது குரோமியம் துணைத் தொகுதியில் நிகழ்வது போலவே படிப்படியாக மாற்றம் பெறு கின்றன.

நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியத்துவம் உடையவைகளாக இருப்பவை, ஈரிணைதிறன் மாங்கனீஸின் பெறுதிகள் மற்றும் மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடு, பெர்மாங்கனேட்டுகள் எனப்படும்

[1] எஃகுடன் பிற உலோகம் அல்லது பிற உலோகங்கள் மிகு அளவில் கலக்கப் படும்போது கிடைக்கும் கலவைகள் எஃகு உலோகக் கலவைகள் எனப்படும். இவற்றைச் சேர்ப்பதன் மூலம் எஃகின் இயந்திரப் பண்புகள் (கடினத் தன்மை, எதிர்த்துத் தாங்கும் தன்மை, வெப்பம் தாங்கும் தன்மை) வலுவடைகின்றன. சேர்க்கப்பட்ட உலோகங்களின் மொத்த அளவு 3 விழுக்காட்டிற்கு அதிகமாகாமல் இருப்பின், எஃகு குறை-எஃகு உலோகக் கலவை எனப்படுகிறது.

பெர்மாங்கனிக் அமிலத்தின் உப்புகள் ஆகியவைகளாகும். பின்னதில் மாங்கனீஸின் இணைதிறன் 7 ஆகும்.

ஈரிணைதிறன் மாங்கனீஸின் சேர்மங்கள்: மாங்கனீஸை நீர்த்த அமிலங்களில் கரைத்து அல்லது இயற்கையில் காணப்படும் பல்வேறு மாங்கனீஸ் சேர்மங்களை அமிலங்களுடன் வினைபுரியச் செய்து, ஈரிணைதிறன் மாங்கனீஸின் உப்புகள் பெறப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, **மாங்கனஸ் குளோரைடை** $MnCl_2$, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடுடன் வினைபுரியச் செய்து குளோரினைத் தயாரித்த பிறகு எஞ்சியிருக்கும் கரைசலிலிருந்து இளஞ்சிவப்பு நிறமுடைய படிகங்களாக வெளிப்படுத்தமுடிகிறது. திண்ம நிலையில், மாங்கனஸ் உப்புகள் பொதுவாக இளஞ்சிவப்பு நிறத்துடன் காணப்படுகின்றன; இவற்றின் கரைசல்கள் பெரும்பாலும் நிறமற்றவைகளாக உள்ளன.

ஈரிணை திறன் மாங்கனீஸினுடைய உப்புகளின் கரைசல்களுடன் காரங்களைச் சேர்த்தால் ஒரு வெண்மைநிற **மாங்கனஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு** $Mn(OH)_2$ வீழ்படிவு தோன்றுகிறது. வீழ்படிவு எளிதில் அமிலங்களில் கரைகிறது; ஆனால் காரங்களில் கரைவதில்லை; ஏனெனில், மாங்கனீஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு காரப்பண்புகளை மட்டும்தான் பெற்றுள்ளது. வீழ்படிவு, காற்றில் நீரேறிய மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடாக $Mn(OH)_4$ ஏற்றம் அடைவதன் காரணமாக விரைவில் கறுப்பாக மாறுகிறது.

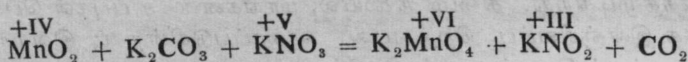
மாங்கனஸ் ஆக்ஸைடு MnO: மாங்கனீஸ் ஆக்ஸைடுகளை ஹைட்ரஜன் கொண்டு ஒடுக்கம் பெறச் செய்து இதனை ஒரு பச்சை நிறத் தூளாகப் பெறலாம்.

நான்கிணைதிறன் மாங்னீஸின் சேர்மங்கள்: மாங்கனீஸின் மிகவும் நிலையான சேர்மம் **மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடாகும்** MnO_2. மாங்கனீஸின் குறை இணைதிறன் சேர்மங்கள் ஏற்றம் பெறுவதாலும் உயர் இணைதிறன் சேர்மங்கள் ஒடுக்கம் பெறுவதாலும் இது உண்டாகிறது. மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடு ஈரியல்பு தன்மையது. இருப்பினும், இதன் அமிலம் மற்றும் காரம் ஆகிய இரு பண்புகளும் குறைந்த அளவே ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன.

மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடு ஒரு தீவிர ஏற்றி. இது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலிருந்து குளோரினைத் தயாரிப்பதற்கும் மற்றும் உலர் கால்வானிக் மின்கலன்களிலும் பயன்படுகிறது. $MnCl_4$ மற்றும் $Mn(SO_4)_2$ போன்ற நான்கிணை திறன் மாங்கனீஸ் உப்புகள் மிகவும் நிலையற்றவை.

ஆறு மற்றும் ஏழு இணைதிறன் மாங்கனீஸின் சேர்மங்கள்: மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடைப் பொட்டாஷ் மற்றும் சால்ட்பீட்டருடன் (ஏற்றி) சேர்த்து உருக்கினல், ஒரு பச்சைநிறப் பொருள் கிடைக்கிறது; நீரில் இது கரைந்து அழகான பச்சைநிறக் கரைசலை உண்டாக்குகிறது. இக் கரைசலினின்று ஆழ்ந்த-பச்சைநிறப் **பொட்டாசியம் மாங்கனேட்** K_2MnO_4 படிகங்களைப் பிரித்தெடுக்கலாம். இவ்வுப்பு **மாங்கனிக் அமிலக்** (H_2MnO_4) கரைசலில் கூட மிகவும் நிலையற்றதாக உள்ளது.

பொட்டாசியம் மாங்கனேட் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி உண்டாகிறது:



$$\overset{+IV}{Mn}O_2 + K_2CO_3 + K\overset{+V}{N}O_3 = K_2\overset{+VI}{Mn}O_4 + K\overset{+III}{N}O_2 + CO_2$$

பச்சைநிற மாங்கனேட் கரைசலை காற்றுப்படும்படி வைத்திருந்தால், அதன் நிறம் படிப்படியாகப் பச்சையிலிருந்து நீலமாக மாறி, பின் முடிவில் ஊதா நிறமாக மாறுகிறது. நிறத்தில் உண்டாகும் மாற்றத்திற்குக் காரணம் நீர்க் கரைசலில் மாங்கனேட்டுகள் தானகவே **பெர்மாங்கனேட்டுகளாகவும்** MnO_2 பெர்மாங்கனிக் அமிலத்தின் $HMnO_4$ உப்புகளாகவும் மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடாகவும் மாறுவதேயாகும்.

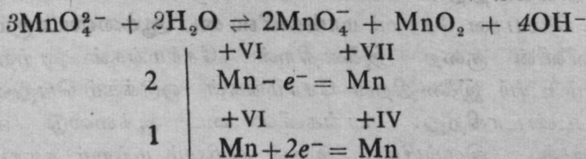
நிகழும் வினையைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின் வாயிலாகத் தெரிவிக்கலாம்:



$$\underset{\text{மாங்கனேட்}}{3K_2MnO_4} + 2H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{பெர்மாங்கனேட்}}{2KMnO_4} + MnO_2 + 4KOH$$

அல்லது அயனி வழியில்,

$$3MnO_4^{2-} + 2H_2O \rightleftharpoons 2MnO_4^- + MnO_2 + 4OH^-$$



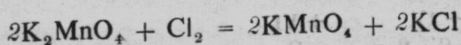
$$\begin{array}{c|l} 2 & \overset{+VI}{Mn} - e^- = \overset{+VII}{Mn} \\ 1 & \overset{+VI}{Mn} + 2e^- = \overset{+IV}{Mn} \end{array}$$

இவ் வினையில் ஒரு MnO_4^{2-} அயனி இதுபோன்ற இரு ஒத்த அயனிகளை MnO_4^- அயனிகளாக ஏற்றம் பெறச் செய்து, மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

மாங்கனேட் பெர்மாங்கனேட்டாக மாறுவது ஒரு மீளும் வினையாகும். எனவே, மிகையான அளவு ஹைட்ராக்சில் அயனிகள்

உள்ளபோது மாங்கனேட்டின் பச்சைநிறக் கரைசல் நீண்ட நேரம் மாறுதல் பெறுமல் இருக்கும். இருப்பினும், ஓர் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், ஹைட்ராக்ஸில் அயனிகள் கட்டப்படுவதன் காரண மாகப் பச்சை நிறம் கண நேரத்தில் ஆழ்ந்த சிவப்பு நிறமாக மாறிவிடுகிறது.

ஒரு மாங்கனேட் கரைசலை குளோரின் போன்ற ஒரு தீவிர ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியுடன் வினைபுரியச் செய்தால், எல்லா மாங்கனீசும் ஆறு இணைதிறன் நிலையிலிருந்து ஏழு இணைதிறன் நிலைக்கு மாற்றம் அடைகின்றன; இவ்வாறு மாங்கனேட் முழுவது மாகப் பெர்மாங்கனேட்டாக மாற்றப்படுகிறது:

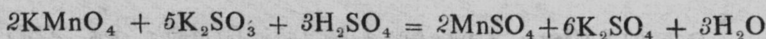


$$2K_2MnO_4 + Cl_2 = 2KMnO_4 + 2KCl$$

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் $KMnO_4$: இதுவே நடைமுறை யில் பெர்மாங்கனிக் அமிலத்தின் மிகமுக்கிய உப்பாகும். இது அழ கிய ஆழ்ந்த-ஊதா நிறப் படிகங்களாக வெளிப்படுகிறது; நீரில் மித மாகக் கரையும். பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் கரைசல்கள் ஆழ்ந்த-சிவப்பு நிறமுடையன; மிகவும் அதிக அடர் கரைசல் களாக உள்ளபோது MnO_4^- அயனிக்குரிய ஊதா நிறம் தோன்று கிறது. ஏழு இணைதிறன் மாங்கனீசின் எல்லாச் சேர்மங்களைப் போலவே பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டும் ஒரு சிறந்த ஏற்றி யாகச் செயல்படுகிறது. இது, பல கரிமப் பொருள்களை எளிதில் ஏற்றம்பெறச் செய்கிறது; ஃபெரஸ் உப்புகளை ஃபெரிக் உப்பு களாகவும் சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தைச் சல்ஃபூரிக் அமிலமாகவும் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது; குளோரினை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

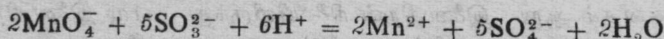
பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் பங்கு பெறும் ஏற்ற வினை களில், ஏழு இணைதிறன் மாங்கனீஸ் நான்கிணைதிறன் நிலைக்கோ அல்லது ஈரிணைதிறன் நிலைக்கோ ஒடுக்கம் பெறுகிறது; முன்னது நிகழும்போது மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடும் பின்னது நிகழும்போது மாங்கனஸ் ஆக்ஸைடின் உப்புகளும் உண்டாகின்றன. ஏற்ற வினையின் தன்மை அது நிகழும் ஊடகத்தைச் சார்ந்துள்ளது. அமிலக் கரைசலில் ஏழு இணைதிறன் மாங்கனீஸ் ஈரிணைதிறன் மாங்கனீசாகவும், காரக் கரைசல் அல்லது நடுநிலைக் கரைசலில் நான்கிணைதிறன் மாங்கனீசாகவும் ஒடுக்கம் அடைகிறது. இவ்விரு வகை வினைகளையும் அமிலம் மற்றும் நடுநிலைக் கரைசல்களில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக்கும் கரையும் சல்ஃபைட்டு களுக்கும் இடையே நிகழ்வதாக விளக்கலாம்.

பொட்டாசியம் சல்ஃபைட்டை K_2SO_3 அமிலம் கலந்த சிவப்பு-ஊதா நிறப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலுடன் சேர்த்தால், நீர்மம் பெரும்பாலும் நிறமற்றதாக மாறிவிடுகிறது; ஏனெனில்,உண்டான ஈரிணைதிறன் மாங்கனீஸ் உப்பு வெளிறிய சிவப்பு நிறமுடையது. நிகழும் வினை பின்வருமாறு:

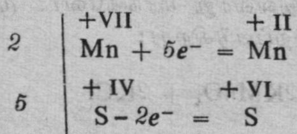


$$2KMnO_4 + 5K_2SO_3 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 6K_2SO_4 + 3H_2O$$

அல்லது அயனி வழியில்,

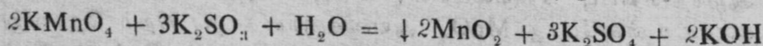


$$2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6H^+ = 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 2H_2O$$



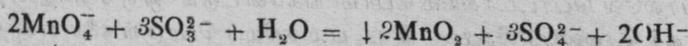
$$\begin{array}{c|l} 2 & \overset{+VII}{Mn} + 5e^- = \overset{+II}{Mn} \\ 5 & \overset{+IV}{S} - 2e^- = \overset{+VI}{S} \end{array}$$

பொட்டாசியம் சல்ஃபைட், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் நடுநிலைக் கரைசலையும் நிறமற்றதாக மாற்றுகிறது; அதே சமயத்தில் ஒரு பழுப்பு நிற மாங்கனீஸ் டை ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது; கரைசல் காரத் தன்மையுடன் வினைபுரிகிறது.

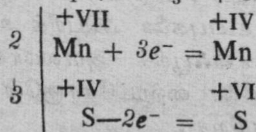


$$2KMnO_4 + 3K_2SO_3 + H_2O = \downarrow 2MnO_2 + 3K_2SO_4 + 2KOH$$

அல்லது அயனி வழியில்,

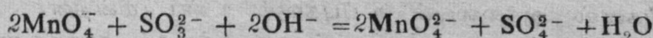


$$2MnO_4^- + 3SO_3^{2-} + H_2O = \downarrow 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$$

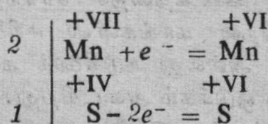


$$\begin{array}{c|l} 2 & \overset{+VII}{Mn} + 3e^- = \overset{+IV}{Mn} \\ 3 & \overset{+IV}{S} - 2e^- = \overset{+VI}{S} \end{array}$$

வினை நடுநிலைக் கரைசலில் நிகழ்வதுபோலவே காரக் கரைசலிலும் நிகழ்கிறது; ஆனால் காரத்தின் அடர்வு மிகவும் அதிகமாகவும் ஒடுக்கப் பொருள் குறைந்த அளவிலும் இருக்கும்போது மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடிற்குப் பதிலாக மாங்கனேட் அயனி உண்டாகலாம்:



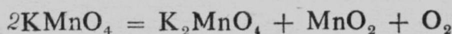
$$2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2OH^- = 2MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$$



$$\begin{array}{c|l} 2 & \overset{+VII}{Mn} + e^- = \overset{+VI}{Mn} \\ 1 & \overset{+IV}{S} - 2e^- = \overset{+VI}{S} \end{array}$$

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் வேதியிய வினைகளில் ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றியாகவும் மற்றும் ஒரு சிறந்த தொற்று நீக்கியாகவும் பயன்படுகிறது.

உலர்ந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டை 200°C-க்குக் குறைவான வெப்பநிலைக்குச் சூடு செய்தால் கீழ்க்கண்ட சமன் பாட்டின்படி சிதைகிறது:

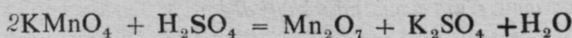


$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

இவ்வினை, சில சமயங்களில் சோதனைச்சாலையில் ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

தனி பெர்மாங்கனிக் அமிலம் $HMnO_4$: பெர்மாங்கனேட்டு களுக்கு உரிய இவ்வமிலம் கரைசல் நிலையில்தான் காணப்படு கிறது; நீரற்ற நிலையில் பெறப்படவில்லை. கரைசலின் அடர்வை 20% உயர் அளவிற்கு உயர்த்தலாம். இது ஒரு மிகவும் வலுவான அமிலம்; நீர்க் கரைசலில் முழுவதுமாக அயனியாகிறது. இதன் தோற்ற அயனியாதல் வீதம் 0·1N கரைசலில் 93% உள்ளது.

மாங்கனிக் நீரிலி Mn_2O_7: இதனைப் பெறுவதற்கு அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது.



$$2KMnO_4 + H_2SO_4 = Mn_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$$

இது ஒரு பச்சை கலந்த-பழுப்பு நிற எண்ணெய் போன்ற நீர்மம்; மிகவும் நிலையற்றது. சூடு செய்யும்போது அல்லது எரியும் பொருள்களுடன் தொடர்பு கொள்ளும்போது, தீவிரமாகச் சிதைந்து மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடையும் ஆக்ஸிஜனையும் உண்டாக்குகிறது.

240. ரீனியம்: அணு எடை 186·2

மிகவும் விரவிக் காணப்படும் தனிமங்களில் ரீனியமும் ஒன்று; ஆனால், தனிப்பட்ட கனிமங்களாகக் காணப்படுவதில்லை. இது மிகக் குறைந்த அளவுகளில் சில மாலிப்டினம் தாதுக்கள் மற்றும் பிற அரிய கனிமங்களிலும் அடங்கியுள்ளது. பூமியின் மேலோட் டில் இதன் எடையளவு 1×10^{-7}% ஆகும்.

ரீனியம் 1925-ல் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது; ஆனால், இத்தனிமம் நிலவியிருக்கிறது என்பதை மெண்டலீவ் 1871ஆம் ஆண்டிலேயே முன்கூட்டி அறிவித்து இருந்தார். அவர் இத் தனிமத்தை எக்கா-மாங்கனீஸ் என்றழைத்தார்.

தனி நிலையில் ரீனியம் ஒரு வெண்மையான உலோகம்; தோற்றத்தில் பிளாட்டினத்தை ஒத்துள்ளது. அடர்த்தி 20.5 கி./

செ.மீ.^{3} உருகுநிலை 3,170°C. நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் மற்றும் சல்ஃபூரிக் அமிலங்கள் ரீனியத்தைத் தாக்குவதில்லை. நைட்ரிக் அமிலம் இதனை எளிதில் கரைத்து பெர்ரீனிக் அமிலமாக $HReO_4$ ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

வெப்பம் தாங்கவல்ல தன்மை காரணமாக உலோக ரீனியம் மின் பொறியியலில் மிகவும் முக்கியத்துவம் பெற்றுள்ளது. ரீனியம் பூச்சுகள், மின் ஒளி விளக்குகளில் பயன்படும் டங்ஸ்டன் இழைகளின் வெப்பம் தாங்கும் சக்தியை அதிகரிக்கச் செய்து அவற்றை நீண்ட நாட்கள் பயன்படும்படிச் செய்கின்றன. இது பிளாட்டினத்துடன் கலந்து உலோகக் கலவையாக உயர் நுட்பத் திறம் கொண்ட வெப்பமின் இரட்டைகள் (thermocouples) தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது; இவை 1,900°C வரையான வெப்பநிலைகளை அளந்தறிவதற்கு உகந்தவைகளாக உள்ளன. ரீனியம் உலோகக் கலவைகள் எஃகு பவுன்டன் பேனா முனைகள், திசைக்காட்டி முள்களின் ஊசி முனைகள் மற்றும் அதிகக் கடினத் தன்மை மற்றும் அரிமானம் தேய்மானம் ஆகியவற்றை நன்கு எதிர்க்கக்கூடிய திறன் தேவைப்படும் பாகங்களைச் செய்யப் பயன்டுகின்றன. ரீனியம் பல்வேறு வேதியிய வினைகளில் ஒரு வினைவேக மாற்றியாகவும் பயன்படுகிறது.

முதலாளித்துவ நாடுகள் ஆண்டிற்கு 450-900 கி. கிராம் ரீனியத்தை உற்பத்தி செய்கின்றன.

ரீனியம் பல ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது; அவற்றுள் மிகவும் நிலையானதும் சிறப்பானதுமாக இருப்பது **ரீனிக் நீரிலி யாகும்** Re_2O_7. இது ஒரு மஞ்சள் நிற திண்மம். ரீனிக் நீரிலி நீருடன் வினைபுரிந்து ஒரு நிறமற்ற **பெர்ரீனிக் அமிலக் கரைசலை** $HReO_4$ உண்டாக்குகிறது. இது **பெர்ரீனேட்டுகள்** என்ற ஒரு வரிசைச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. பெர்மாங்கனிக் அமிலம் மற்றும் அதன் உப்புகளைப்போல பெர்ரீனிக் அமிலம் மற்றும் பெர்ரீனேட்டுகள், ஒரு விதியாக, ஆக்ஸிஜனேற்றப் பண்புகளைப் பெற்றிருக்கவில்லை.

25. தனிம வரிசை அட்டவணையின் எட்டாவது தொகுதி

தனிம வரிசை அட்டவணையின் எட்டாவது தொகுதியில் நீண்ட வரிசைகளின் மத்தியில் மூன்று மும்மைகளாக அமைக்கப் பட்டுள்ள தனிமங்கள் அடங்கி உள்ளன. **அயர்ன், கோபால்ட்** மற்றும் **நிக்கல்** (அணு எண்கள் *26-28*) முதல் மும்மையிலும், **ருத்தீனியம், ரோடியம்** மற்றும் **பலாடியம்** (அணு எண்கள் *44-46*) இரண்டாம் மும்மையிலும், **ஆஸ்மியம், இரிடியம்** மற்றும் **பிளாட்டினம்** (அணு எண்கள் *76-78*) மூன்ருவது மும்மையிலும் அடங்கியுள்ளன.

எட்டாவது தொகுதியைச் சேர்ந்த பெரும்பாலான தனிமங் கள், அவற்றின் அணுக்களினுடைய வெளி ஷெல்களில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன; எனவே இவற்றின் உலோகப் பண்புகள் மிகவும் ஓங்கிக் காணப்படுகின்றன. இவை, வெளி ஷெல்களில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களை வழங்குவதோடு மட்டும் அல்லாமல், ஈற்றயல் ஷெல்களில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களையும் வழங்கக் கூடியவைகளாக உள்ளன; இதனல் $+3$, $+4$ ஆகிய இணைதிறன்களையும் காட்டுகின்றன; இருப்பினும் நான்குக்கு அதிகமான இணைதிறன்களைக் காட்டுவது மிகவும் அரிதே.

எட்டாவது தொகுதித் தனிமங்களின் இயற்பு மற்றும் வேதியியப் பண்புகளை ஒப்பிட்டு நோக்கினல், முதல் நீண்ட வரிசையில் அமைக்கப்பட்டுள்ள அயர்ன், கோபால்ட் மற்றும் நிக்கல் ஆகியவை ஒன்ருேடு ஒன்று மிகவும் ஒத்தும், ஆனல் மற்ற இரண்டு மும்மைகளின் தனிமங்களினின்று நன்கு வேறுபட்டும் காணப்படுகின்றன என்பது புலனகும். இக்காரணத்தினல்தான் இம்மூன்று தனிமங்களும் **அயர்ன் துணைத்தொகுதி** எனப்படும்

ஒரு தனிப்பட்ட தொகுதியில் சேர்த்து அமைக்கப்பட்டுள்ளன. எட்டாவது தொகுதியின் மற்ற ஆறு தனிமங்களும் ஒருங்கே இணைக்கப்பட்டுப் **பிளாட்டினம் உலோகங்கள்** எனப்படுகின்றன.

அயர்ன் துணைத்தொகுதி

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு			
அயர்ன் ...	Fe	55·847	26	2	8	14	2
கோபால்ட் ...	Co	58·9332	27	2	8	15	2
நிக்கல் ...	Ni	58·71	28	2	8	16	2

241. காணப்படும் விதம்

அயர்ன் (ஃபெரம்), அணு எடை **55.847**. இது, பூமியின் கோளத்தில் அலுமினியத்திற்கு அடுத்தபடியாக மிகையாகக் காணப்படும் உலோகமாகும். பூமியின் மேலோட்டின் எடையில் **4.2%**ஐ எடையளவில் பெற்றுள்ளது. அயர்ன் பல்வேறு சேர்ம வடிவங்களிலேயே காணப்படுகிறது: ஆக்ஸைடுகள், சல்ஃபைடுகள், சிலிக்கேட்டுகள். இது, தனி நிலையில் பூமியின்மீது விழும் விண்கற்களில்தான் காணப்படுகிறது.

அயர்னுடைய மிக முக்கிய தாதுக்கள்: **காந்த அயர்ன் தாது** அல்லது **மேக்னெடைட்** Fe_3O_4, **சிவப்பு அயர்ன் தாது** அல்லது **ஹேமடைட்** Fe_2O_3, **பழுப்பு ஹேமடைட்** அல்லது **லிமோனைட்** $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$ மற்றும் **ஸ்பாதிக் அயர்ன்** அல்லது **சிடரைட்** $FeCO_3$, **அயர்ன் பைரைட்டுகள்** அல்லது சுருக்கமாகப் **பைரைட்** FeS_2. இது அயர்ன் மற்றும் எஃகு தொழிற்சாலையில் மிகவும் அரிதாகவே பயன்படுத்தப்படுகிறது; ஏனெனில், இதிலிருந்து பெறப்பட்ட அயர்ன் உயர் அளவு சல்ஃபரைக் கொண்டுள்ளதன் காரணமாக மிகவும் மட்டரகமாக உள்ளது. பைரைட் உலோகவியலில் சிறப்பான முக்கியத்துவத்தைப் பெற்றில்லாது இருந்தபோதிலும், சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிப்பதற்கான ஒரு மிக முக்கிய மூலப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

சோவியத் நாட்டில், மிகச் சிறந்தரக காந்த அயர்ன் தாதுக்கள் மலைக் குவியல்களாக (மாங்னிட்னேயா, கர்சகானர், வைசோகாயா மற்றும் பல) யுரேல்ஸில் காணப்படுகின்றன. கிரிவோரோஸியே மாவட்டம் மற்றும் கெர்ச் தீபகற்பம் ஆகிய

இடங்களிலும் வளமான படிவுகள் காணப்படுகின்றன. யுக்ரெய் னியம் உலோகவியல் தொழிற்சாலைக்குப் பயன்படும் கிரிவோ ரோஸியே தாதுக்களில் ஹேமடைட்டும் கெர்ச் தாதுக்களில் லிமோனைட்டும் அடங்கியுள்ளன. பெருமளவு அயர்ன் படிவுகள், கர்ஸ்க் மாங்னெட்டிக் அனமலே பகுதியில் கர்ஸ்க் என்ற இடத்திற்கு அருகிலே காணப்படுகின்றன. மிகு அளவு அயர்ன் தாதுக்களின் வளங்கள் கோலா தீபகற்பத்தின் ஆழங்கள், மேற்கு மற்றும் கிழக்கு ஸைபீரியா மற்றும் தூரக்கிழக்கு ஆகிய இடங்களிலும் உள்ளன. USSR-ல் உள்ள அயர்ன் தாதுவின் மொத்த வளம் உலக அயர்ன் தாதுவின் வளத்தில் பாதிக்கும் அதிகமாக இருக்கிறது.

242. வார்ப்பு அயர்ன் தயாரித்தல்

அயர்னை அதன் தாதுக்களிலிருந்து உற்பத்தி செய்வதற்கான முறை அடிப்படைத் தன்மையில் மிகவும் எளிதானது. இம் முறையில் உலோகத்தின் ஆக்ஸைடு சுட்ட கரி கொண்டு ஒடுக்கப் படுகிறது. இருப்பினும், உருகிய நிலையிலுள்ள அயர்ன் கார்பனைக் கரைப்பதால், இம் முறையில் கிடைக்கும் அயர்ன் தூயதாக இருப்பதில்லை; பதிலாக 5 விழுக்காடுவரை கார்பனையும் மற்றும் வேறு சில மாசுக்களையும் கொண்ட வார்ப்பு அயர்ன் எனப்படும் ஓர் உலோகக் கலவைதான் கிடைக்கிறது.

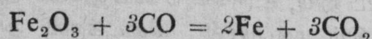
வார்ப்பு அயர்ன், வெப்பம் தாங்கவல்ல செங்கற்களினால் கட்டப்பட்ட, 25 மீ. உயரத்தையும் சுமார் 6 மீ. உட்பக்க விட்டத்தையும் கொண்ட பெரிய ஊது உலைகளில் உருக்கிப் பெறப்படுகிறது.

படம் 142 ஓர் ஊது உலையின் குறுக்குவெட்டுத் தோற்றத்தைக் காட்டுகிறது. இதன் மேல்பாதிப்பகுதி ஷாஃப்ட்(shaft)எனப்படும். இதன் உச்சியில் மணி போன்ற மூடும் கருவியினால் சீல் செய்யப் பட்ட தொண்டை உள்ளது; இது இரண்டு கூம்பு வடிவ வால்வு களைக் கொண்டுள்ளது. ஊது உலையின் அகன்ற பாகத்திற்குச் சிறிது கீழே பாஷ் (bosh) உள்ளது; இதற்குக் கீழே இருப்பது உலையின் அடிப்பாகம் (hearth); உலையின் அடிப்பாகத்திலுள்ள சிறப்பான துளைகள் (tuyeres) மூலம் சூடான காற்றுச் செலுத்தப் படுகிறது.

ஊது உலையில் முதலில் சுட்ட கரி சேர்க்கப்படுகிறது. பிறகு மாற்றி மாற்றித் தாது, சுட்ட கரி மற்றும் இளக்கி (flux) ஆகியன கலந்த கலவையும் தூய சுட்ட கரியும் சேர்க்கப்படுகின்றன.

உலையின் அடிப்பாகத்திற்கு முன்பே சூடு செய்யப்பட்ட காற்றைச் செலுத்துவதன் மூலம் எரிவதையும் வார்ப்பு அயர்ன் உருகுவதற்கான வெப்ப நிலையையும் சரியாக இருக்கும்படி செய்யப்படுகிறது. முன்பே சூடு செய்யப்பட்ட காற்று ஒரு திறப்பு வழியாக நுழைந்து உலையின் அகன்ற பாகத்திற்குச் சிறிது கீழாக உள்ள பகுதியைச் சுற்றியவாறு சென்று பின் அங்கிருந்து வளைந்த குழாய்கள் வழியாகச் சென்று உலையின் அடிப்பாகத்தை அடைகிறது. அடிப்பாகத்தில் சுட்டகரி கார்பன் டை ஆக்ஸைடாக மாற்றம் அடைகிறது. இது செஞ்சூடான சுட்ட கரியின் அடுக்குகள் வழியாக நுழைந்து செல்லும்போது கார்பன் மோனாக்ஸைடாக ஒடுக்கம் பெறுகிறது. கார்பன் மோனாக்ஸைடு பெரும் பகுதித் தாதுவை ஒடுக்கம் அடையச் செய்து கார்பன் டை ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

தாது முக்கியமாக ஷாஃப்டின் மேல்பாகத்தில் ஒடுக்கம் பெறுகிறது. இவ் வினைக்குரிய விளைவுச் சமன்பாடு பின்வருமாறு:



$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$$

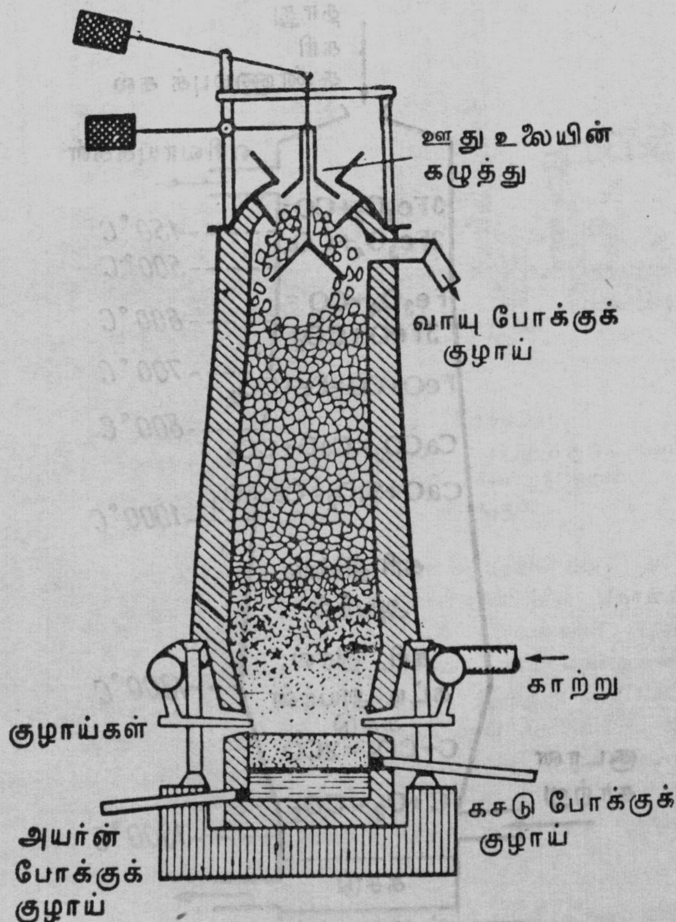
இவ் வினைக்குரிய தனித்தனிப் படிகள் சமன்பாடுகள் வடிவில் படம் **143**-ல் காட்டப்பட்டுள்ளது.

தாதுவிலுள்ள மாசுகள் இளக்கியுடன் வினைபுரிந்து கசடாக மாறுகின்றன.

இன்னும் திண்ம நிலையிலுள்ள ஒடுக்கப்பட்ட அயர்ன், ஊது உலையின் மிகவும் அகன்ற, மற்றும் சூடான பகுதியின் மேல் பாகத்திற்குச் சென்று படிகிறது. இங்கு 1,200°C வெப்ப நிலையில் சுட்ட கரியுடன் சேர்ந்து உருகி அதனைப் பகுதியளவில் கரைத்துக்கொண்டு வார்ப்பு அயர்னாக மாறுகிறது.[1] உருகிய அயர்ன் சிறிது சிறிதாக உலையின் அடிப்பாகத்தை அடை கிறது. நீர்மக் கசடு இதன்மீது சேகரமடைந்து இதனை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையாதவாறு பாதுகாக்கிறது. வார்ப்பு அயர்ன் மற்றும் கசடு சேகரமடையும்போது களிமண் கொண்டு மூடி வைக்கப்படும் சிறப்பான திறப்புகளின் வழியாக அவ்வப்போது வெளியே எடுக்கப்படுகிறது.

[1]அயர்னுடன் கார்பன் கூடுவது அதன் உருகுநிலையைப் பெரிதும் குறையச் செய்கிறது. தூய அயர்ன் 1,539°C-ல் உருகுகிறது; ஆனால் 4·3% கார்பனைக் கொண்ட அயர்ன் மற்றும் கார்பனின் நல்லுருகு கலவையின் (eutectic) உருகு நிலை 1,150° C ஆகும்.

தாது ஒடுக்கம் பெறும்போது உண்டாகும் கார்பன் டை-ஆக்ஸைடு ஷாஃப்டின் மேற்பகுதிக்குச் செல்கிறது; இங்கு இது பகுதியளவில் கார்பன் மோனாக்ஸைடாக ஒடுக்கம் பெறுகிறது. இதனால்தான் ஊது உலையின் தொண்டையிலிருந்து வெளித்

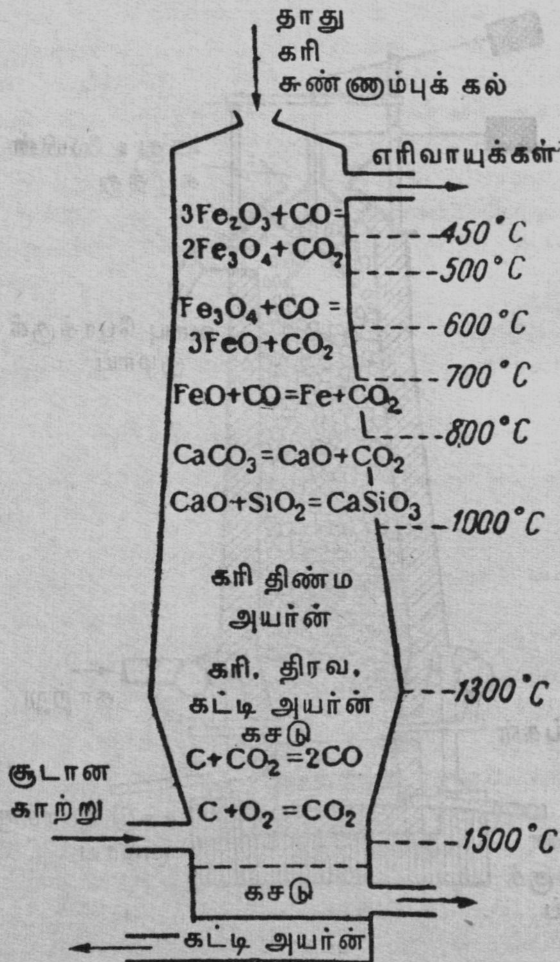


படம் 142

ஊது உலையின் குறுக்குவெட்டுத் தோற்றம்

தள்ளப்படும் கழிவு வாயுக்களில் 25% வரை கார்பன் மோனாக்ஸைடு கலந்துள்ளது. உலையினுள் செலுத்தப்படும் காற்றை முன்னமே சூடு செய்வதற்காக இவை கவ்பெர் அடுப்புகள் (Cowper stoves) என்னும் சிறப்பான அடுப்புகளில் எரிக்கப்படுகின்றன.

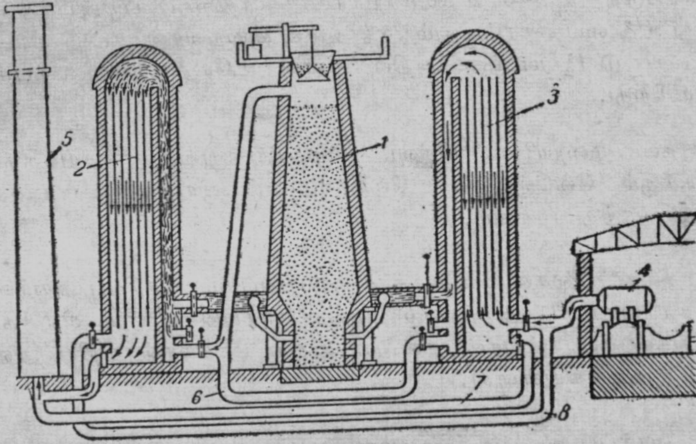
கவ்பெர் அடுப்புகள் என்பவை செங்கற்களினால் கட்டப்பட்ட செங்குத்தான குழாய்களைக் கொண்ட உயரமான உருளை வடிவான கோபுரங்களாகும் (படம் 144). ஊது உலை வாயுக்கள் அடுப்பினுள் நுழைந்து, எரிந்து குழாய்களின் சுவர்களை சிவக்கச்



படம் 143.
ஊது உலை வினைகள்

சூடு செய்கிறது. அதே சமயத்தில், இதுபோன்றே சூடு செய்யப் பட்ட வேறு ஓர் அடுப்பினூடே ஊது உலைக்குச் செலுத்தப்படும் காற்று செல்கிறது. சிறிதுநேரம் கழித்து இக் காற்றை முதல்

அடுப்பிற்குச் செலுத்தி பின் இரண்டாவது அடுப்பு ஊது உலை வாயுக்களினால் சூடு செய்யப்படுகிறது.



படம் 144.

கவ்பெர் அடுப்புகளுடன் ஊது உலை செயல்படுதல்.

1-ஊது உலை; 2-சூடுசெய்யப்படும் கவ்பெர் அடுப்பு; 3-காற்றை சூடு செய்யும் கவ்பெர் அடுப்பு; 4-ஊது கருவி; 5-புகைக்கூடு; 6-வாயுக் குழாய்; 7-புகை போக்கிக் குழாய்; 8-காற்று குழாய்.

ஊது உலைகள் தொடர்ச்சியாகச் செயல்படுகின்றன. தாது மற்றும் சுட்ட கரியின் அடுக்குகள் உலையினுள் கீழ் நோக்கிச் செல்லும்போது, தாது-இளக்கி சுட்ட கரி கலவையின் புதிய பகுதிகள் சேர்க்கப்படுகின்றன. இக்கலவைத் தாவு வண்டிகளில் உலையின் மேற்பாகத்தில் உள்ள மேடைக்கு இழுத்து வரப்பட்டு பின் அடிப்பகுதி ஒரு மணி போன்ற மூடியினால் மூடப்பட்ட ஒரு அயர்ன் ஹோப்பர் ஊடே தள்ளப்படுகிறது. மணி அழுத்தப்படும் போது கலவை உலையினுள் விழுகிறது. உலை இரவும் பகலும் பொதுவாக பழுதுபார்க்கத் தேவை நேரும் வரை பல ஆண்டுகளுக்கு வேலை செய்கிறது.

ஊது உலைகளில் வார்ப்பு அயர்ன் உற்பத்திக்கான வினை முறையை துரிதப்படுத்துவதற்கு ஆக்ஸிஜனைப் பயன்படுத்துவது மிகவும் நன்மை பயப்பதாக உள்ளது. ஆக்ஸிஜன் மிகு அளவு கொண்ட காற்றை ஊது உலையினுள் செலுத்தினால், அதனை முன்பே சூடு செய்யத் தேவையில்லை; மிகவும் சிக்கலான கவ்பெர் அடுப்புகளைப் பயன்படுத்துவதை அவசியம் இல்லாததாக்கி, உலோகவியல் வினைகள் அனைத்தையும் பெரிதும் எளிதாக்கு

கிறது. அதே சமயத்தில் ஊது உலையின் உற்பத்தி அதிகரித்து செலவிடப்படும் எரிமத்தின் அளவு குறைகிறது. ஆக்ஸிஜனை பயன்படுத்தும் ஊது உலை சாதாரணக் காற்றைப் பயன்படுத்தும் ஊது உலையைக் காட்டிலும் 25% அளவு குறைவான சுட்ட கரியை செலவிட்டு $1\frac{1}{2}$ மடங்கு அதிக அளவு உலோகத்தை உற்பத்தி செய்கிறது.

நடைமுறையில் மிகவும் முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக இருக்கும் வேறொன்று உலோகவியலில் இயற்கை வாயுவைப் பயன்படுத்துவதாகும்.

ஊது உலைகளில் உற்பத்தி செய்யப்படும் வார்ப்பு அயர்னில் சராசரியாக 93% அயர்ன், 5% வரை கார்பன் மற்றும் சிலிக்கன், மாங்கனீஸ், பாஸ்பரஸ், சல்ஃபர் ஆகிய மாசுக்கள் சிறிய அளவு களில் அடங்கியுள்ளன.

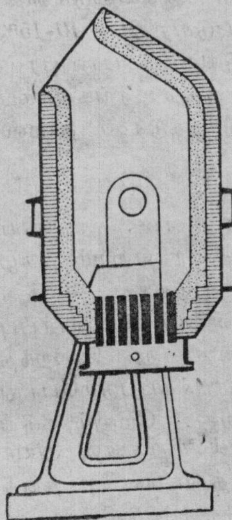
வார்ப்பு அயர்ன் திண்மமடையும்போது, அதிலுள்ள கார்பன் கிராஃபைட் படிகங்களாகப் பிரியவோ அல்லது அயர்னுடன்கூடி அயர்ன் கார்பைடாக Fe_3C (**செமன்டைட்**) மாற்றம் அடையவோ செய்யலாம். வார்ப்பு அயர்னின் மென்மையான பகுதி கிராஃபைட் டாக இருப்பின், செமன்டைட் அதன் கடினமானப் பகுதிப் பொருளாகும். நீண்ட நேரம் 900°C வரை அல்லது இன்னும் அதிகமான வெப்பநிலைக்கு முக்கியமாக சிலிக்கனின் முன்னிலையில் சூடு செய்தால், செமன்டைட் வெகு எளிதில் அயர்னைகவும் கிராஃபைட்டாகவும் சிதைவுறுகிறது. இதன் காரணமாகத்தான் சிறிது அதிக அளவுகளில் சிலிக்கனைப் பெற்ற (2-3·5%) அயர்ன், வெளிப்படுத்தப்பட்ட கிராஃபைட்டினால் சாம்பல் நிறத்தைப் பெறுகிறது. இதுபோன்ற வார்ப்பு அயர்னை **சாம்பல் நிற வார்ப்பு அயர்ன் (grey cast iron)** என்கிறோம்; இது மிகவும் கடினமானது; எளிதின் பல்வேறு வடிவங்களுக்கு மாற்றலாம்; ஆனால் அடிபடும் போது எளிதில் நொறுங்கும் தன்மையையும் பிளவு பெறும் தன்மையையும் கொண்டது. சாம்பல் வார்ப்பு அயர்ன், இயந்திரச் சட்டங்கள், சுற்றும் சக்கரங்கள், சாக்கடைக் குழாய்கள் மற்றும் தகடுகளைச் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது.

அயர்ன் அதன் எல்லா கார்பனையும் செமன்டைட் வடிவில் பெற்றிருக்கும்போது சாம்பல் வார்ப்பு அயர்னைவிட கடினமாகவும் வெண்மை நிறமுடையதாகவும் இருக்கிறது. இதனை **வெண்மை வார்ப்பு அயர்ன் (white cast iron)** என்கிறோம். இது மிக மிகக் குறைந்த சிலிக்கன் அளவிலும் (ஒரு விழுக்காட்டிற்கும் குறைவாக)

மற்றும் உயர் மாங்கனீஸ் அளவிலும் (*1–1.5%*) வேறுபட்டுள்ளது. வெண்மைநிற வார்ப்பு அயர்னை அப்படியே பயன்படுத்துவது இல்லை; ஆனால் எஃகு மற்றும் அயர்னை உண்டாக்குவதற்கு மீண்டும் சூடு செய்யப்படுகிறது. இது, குறைந்த கார்பன் அளவு மற்றும் பிற மாசுக்களைப் (சிலிக்கன், பாஸ்பரஸ், மாங்கனீஸ்) பெற்றில்லாது இருத்தல் ஆகிய பண்புகளில் வார்ப்பு அயர்னிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளது. *0.3–2%* கார்பனைப் பெற்றுள்ள பொருளை **கடின எஃகு** (hard steel) என்கிறோம். இது, *0·3* விழுக்காட்டிற்கும் குறைவான அளவு கார்பனைக் கொண்டிருப்பின் இதனை **மென்மை எஃகு** (mild steel) அல்லது **அயர்ன்** என்கிறோம்.

243. வார்ப்பு அயர்னிலிருந்து அயர்ன் மற்றும் எஃகு தயாரித்தல்

வார்ப்பு அயர்னிலிருந்து அயர்ன் மற்றும் எஃகை உற்பத்தி செய்வதற்கு இரண்டு முக்கிய முறைகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இவையிரண்டும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் மற்றும் வார்ப்பு அயர்னிலுள்ள மாசுக்களின் அடிப்படையில் அமைந்தனவாகும்.



படம் 145.
மாற்று உலையின் குறுக்கு வெட்டுத் தோற்றம்.

பெஸிமர் முறை, உருகிய வார்ப்பு அயர்ன் ஊடே கடுங்காற்றைச் செலுத்துவதன் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளது.

பெஸிமர் முறை மாற்று உலைகள் எனப்படும் பேரிக்காய்-வடிவ அயர்ன் கலன்களில் நிகழ்த்தப்படுகிறது (படம் 145). இதன் உட்பக்கம் சிலிக்கா செங்கற் பூச்சு கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. இது ஒரேசமயத்தில் 40 அல்லது 50 டன்கள் வார்ப்பு அயர்னை ஏற்றுக் கொள்ளக் கூடியதாக உள்ளது. இது கிடைமட்டமாக உள்ள தாங்கும் குமிழ்கள் மீது அமைந்தவாறு அவற்றைச் சார்ந்து அசைவு கொள்ளக் கூடியவைகளாக உள்ளன. உலையின் அடிப்பாகத்தில் காற்றைச் செலுத்துவதற்காக பல சிறு சிறு திறப்புகளும் அவற்றுடன் இணைந்த ஒரு காற்று அறையும் உள்ளன. உலையின் அடிப்பாகத்திலுள்ள திறப்புகள் வழியாகக் காற்று நுழைந்து பின் வார்ப்பு அயர்ன் முழுவதுமாக ஊடே நுழைந்து அதன் மாசுக்களை ஏற்றம் பெறச் செய்கிறது. முதலில் சிலிக்கனும் மாங்கனீசும் பின் கார்பனும்

கசடாக நீக்கம் பெறுகின்றன. பெஸிமர் முறை முழுவதுமாக முற்றுப் பெறுவதற்கு சுமார் 19-20 நிமிடங்கள் ஆகின்றன. பின் மாற்று உலேயை அசைத்து காலி செய்யப்படுகிறது.

பெஸிமர் முறை 0·3% அளவுக்கும் குறைவான கார்பனேக் கொண்ட அயர்னே உண்டாக்குகிறது. எஃகைப் பெறவேண்டும் என்றுல், எல்லா கார்பனும் எரிவதற்கு முன்பு காற்று செலுத்துவதை நிறுத்த வேண்டும்; அல்லது கார்பனே அதிகம் கொண்ட ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு வார்ப்பு அயர்னே உலேயில் உண்டான அயர்னுடன் சேர்த்து, பிறகு மீண்டும் சிறிதுநேரம் காற்றைச் செலுத்தி பகுதிப் பொருள்களைக் கலக்கவேண்டும்.

வார்ப்பு அயர்னில் பாஸ்பரஸ் கலந்து இருக்குமானுல், அதனேப் பொதுவாகப் பயன்படுத்தப்படும் மாற்றுலேப் பூச்சைக் கொண்டு நீக்க முடியாது. பாஸ்பரஸ் அயர்னே நொறுங்கும் தன்மையுடையதாகச் செய்வதால் அதனே நீக்கியாக வேண்டும். இதனைச் செயல்படுத்த தாமஸ் என்ற ஆங்கில வல்லுநரின் கருத்துப்படி, டோலமைட் $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ கனிமத்தை வறுத்து கிடைக்கும் மக்னீசியம் மற்றும் கால்சியம் ஆக்ஸைடுகளின் கலவையினுல் உலேயின் பூச்சு செய்யப்படுகிறது; 10-15% சுண்ணும்பு வார்ப்பு அயர்னுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. பாஸ்பரஸ் எரிவதால் உண்டாகும் P_2O_5 சுண்ணும்புடன் கூடி உரங்களாகப் பயன்படும் கசடுகளே உண்டாக்குகிறது. இக்கசடுகளே **தாமஸ் கசடுகள்** என்பர்.

பெஸிமர் முறையில் பல குறைகள் உள்ளன. உருகிய அயர்ன் ஊடே காற்றைச் செலுத்தும்போது தீவிர ஏற்றம் நிகழ்வதன் காரணமாக, குறிப்பிடத் தக்க அளவு உலோகம் எரிந்து விடுகிறது; இதனுல், கிடைக்கும் எஃகின் விளேச்சல் வார்ப்பு அயர்னின் அளவில் சராசரி 90 விழுக்காடாக உள்ளது. குறைந்த அளவு கார்பனேக் கொண்ட எஃகுகள் தயாரிக்கப்படும்போது மேலும் அதிக அளவு அயர்ன் இழக்கப்படுகிறது. மேலும், கடுங் காற்றைச் செலுத்துவதன் காரணமாக, கசடில் சிறிதளவு அயர்னுடன் சேர்ந்து குளிர்விக்கப்படும்போது அத்துடனேயே தங்கி விடுகிறது; இது அயர்னின் தன்மையைக் கெடுத்து விடுகிறது.

மிகச்சிறந்த முறையாக இருப்பது **திறந்த - அடுப்பு முறையாகும்** இம் முறையில் சீர்படுத்தும் உலேகளில் வார்ப்பு அயர்ன் விணேபடுத்தப்படுகிறது. இவ்வுலேகளில் வார்ப்பு அயர்னுடன் அயர்ன் துண்டுகள் மற்றும் சிறிதளவு தாதுவைச் சேர்த்து உருக்

கப்படுகிறது. கலவைப் பொருள்கள், உலையினூடே எரியும் வாயுக்களுடன் சேர்ந்து நுழையும் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் மற்றும் சேர்க்கப்பட்ட தாதுவிலுள்ள ஆக்ஸிஜனில் ஓரளவிற்கு எரிந்து விடுகின்றன. இவ்வுலைகள் அமில சிலிக்காபூச்சு அல்லது கார சுண்ணம்பு பூச்சைப் பெற்றிருக்கலாம். வார்ப்பு அயர்னுடன் அயர்ன் துண்டுகள் மற்றும் தாதுவை குறிப்பிட்ட விகிதங்களில் சேர்ப்பதன் மூலம் விரும்பப்படும் அளவு கார்பனைக் கொண்ட மற்றும் பெஸிமர் எஃகைவிட சிறந்ததான எஃகைப் பெறமுடி கிறது.

அண்மைக்காலத்தில் எஃகு உற்பத்தியில் **மின் உலைகள்** பரவலாகப் பயன்படுகின்றன. இவ்வுலைகளுக்குத் தேவைப்படும் வெப்பம், மின்சக்தி மூலம் பெறப்படுகிறது. இது, இம்முறையைப் பெரிதும் எளிதாக்கி, உருகும் நிலைகளுக்கு உகந்த சூழ்நிலைகளை உண்டாக்குகிறது. மிகவும் பரவலாகப் பயன்படுத்தப்படும் உலைகள் மின்-வில் வகையைச் சேர்ந்தவையாகும். இது 2,000°C மற்றும் அதற்கும் அதிகமான வெப்பநிலையையும் எளிதில் தரக் கூடியதாக உள்ளது. மின் உலைகளில் உருக்கிப் பெறப்படும் எஃகு திறந்த அடுப்பு முறையில் பெறப்பட்டதிலிருந்து பெரிதும் மாறுபட்டிருப்பதில்லை; ஆனல் வெப்பநிலையைச் சீர்படுத்துவதன் மூலமாக நிகழும் வினைகளையும் சீர்படுத்த முடிவதால், இம் முறையில் பெறப்பட்ட எஃகின் தன்மை உயர்ந்து காணப் படுகிறது. இம்முறை, இயந்திரக் கருவிகளை உண்டாக்கு வதற்கான எஃகு மற்றும் பல சிறப்பான எஃகு வகைகளை உற்பத்தி செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது.

சாவிப்பாகங்கள் மற்றும் கருவிகளைச் செய்வதற்கான சிறப்பு வாய்ந்த எஃகு வகைகளைச் செய்வதற்கு மூசை முறைகள் (crucible processes) பயன்படுத்தப்படுகின்றன. பல்வேறு வகை எஃகு மற்றும் சில சிறப்பான கலவைப் பொருள்களைக் கலந்து மூசைகளில் வைத்து மூடி, பின் திறந்த - அடுப்பு வகையைச் சேர்ந்த எதிர் அனல் உலையில் அடுப்பின் மீது வைக்கப்படுகிறது. இங்குக்கலவை உருகி ஒரு குறிப்பிட்ட தரமுடைய எஃகை உண்டாக்குகிறது.

மிதமான வெப்பநிலைகளில் அயர்னை அதன் தாதுக்களிலிருந்து நேரடியாக ஒடுக்க முறையில் பெறுவதற்கான முயற்சியில் அறிவியல் மற்றும் பொறியியல் நுட்பங்களும் தற்போது பயன் படுத்தப்படுகின்றன. அயர்னை இம்முறையில் தயாரிப்பதற்கு பொடியாக்கப்பட்ட அயர்ன் தாதுவை சுட்ட கரி அல்லது வாயு

கொண்டு 800-1,000°C-ல் ஒடுக்கம் பெறச் செய்யப்படுகிறது; பிறகு ஒரு காந்தப்பிரிப்பானைப் பயன்படுத்தி மாசு மற்றும் ஒடுக்கக் கரணியின் சாம்பல் ஆகியவை பகுதியளவில் நீக்கப் படுகின்றன. கிடைக்கும் மென்மையான அயர்னை திறந்த - அடுப்பு அல்லது மின் உலைகளில் மீண்டும் வினைப்படுத்தி எஃகு உண்டாக் கப்படுகிறது. ஏதேனும் ஒரு திண்ம அல்லது வாயு எரிமத்தை ஒடுக்கியாகப் பயன்படுத்தலாம். ஒடுக்கப்பட்ட அயர்னிலிருந்து பெறப்பட்ட எஃகு உயர் இயந்திரப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. இருப்பினும், அயர்னை அதன் தாதுக்களிலிருந்து நேரடியாக உற்பத்தி செய்வதற்கான, தற்போது பயன்பட்டு வரும் நிலைக் கலன்கள் இன்னும் குறைபாடுடன் நிறைவு பெருதவைகளாகவே உள்ளன.

244. எஃகை வெப்பத்திற்கு உட்படுத்துதல்

எஃகின் இயந்திரப் பண்புகள் பெரிதும் அதன் அமைப்பைச் சார்ந்து காணப்படுகின்றன. விரும்பப்படும் அமைப்பை எஃகு பெறும்படி செய்வதற்கு அது வெப்பவினைக்கு உட்படுத்தப் படுகிறது; அதாவது குறிப்பிட்ட நிபந்தனைகளில் சூடு செய்தல் மற்றும் குளிரச் செய்தல் ஆகும். வெப்ப வினையின் வகைகளுள் மிகவும் முக்கியமானவை கடினமாக்கல் மற்றும் பதப்படுத்தல் (tempering) ஆகும்.

எஃகை உயர் வெப்பநிலைக்குச் சூடு செய்து பின் திடீரென குளிரவைக்கும் முறைக்குக் **கடினமாக்கல்** என்று பெயர். இதனால் எஃகு கடினத் தன்மையையும், ஆனால், அதேசமயத்தில் நொறுங்கும் தன்மையையும் பெறுகிறது. கடினமாக்கப்பட்ட எஃகை ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலைக்குச் சூடு செய்து பின் மெதுவாக குளிரவைக்கும் முறைக்கு **பதப்படுத்தல்** என்று பெயர். இதனால் எஃகு மென்மைத் தன்மையைப் பெறுகிறது; அதே சமயத்தில் நொறுங்கும் தன்மையை இழக்கிறது. இவ்வாறு, மீண்டும் சூடு செய்யும் வெப்பநிலையைப் பொருத்து, தேவைப்படும் கடினத் தன்மையை எஃகு பெறும்படிச் செய்யலாம்.

கடினமாகும் இயற்பாட்டைப் பின்வருமாறு விளக்கலாம்: உருகிய எஃகு திண்மமாகும்போது, அதில் செமன்டைட் வடிவில் அடங்கியுள்ள கார்பன், அயர்னுடன் **ஆஸ்டெனைட்** எனப்படும் ஒரு திண்மக் கரைசலை உண்டாக்கலாம்; இது மிக உயர் கடினத் தன்மையினால் சிறப்புப் பெறுகிறது. ஆஸ்டெனைட் உயர் வெப்ப நிலைகளில் மட்டும்தான் முழுமையாக நிலைத்தன்மையுடன் காணப் படுகிறது; ஆனால், சூடு செய்யப்பட்ட எஃகைத் திடீரென குளிர

வைப்பதன் மூலமாக, குறை வெப்பநிலைகளிலும் கூட இந்நிலைத் தன்மையை ஏறக்குறைய முழுவதுமாக தக்க வைக்க முடிகிறது. எஃகை மெதுவாகக் குளிரச் செய்தால், ஆஸ்டெனைட் மெதுவாக செமன்டைட் மற்றும் அயர்னாகச் சிதைந்து விடுகிறது; எஃகு மென்மைத் தன்மையைப் பெறுகிறது.

எஃகுப் பொருள்களின் பரப்பு அடுக்குகள் மற்றும் அவை முழுவதுமாக வெவ்வேறு சமயங்களில் வெவ்வேறு தேவைகளுக்கு ஏற்ப வெவ்வேறு பண்புகளுடன் இருக்க வேண்டியுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு பொறி வண்டியின் சக்கர இருசு மிகவும் கடினமான பரப்பையும், தேய்மானத்தை நன்கு எதிர்க்கக் கூடியதாகவும், மற்றும் அதே சமயத்தில் நொறுங்காமல் அதிர்வுகளை எதிர்த்துத் தாங்கவல்லதாகவும் இருக்க வேண்டும். இப்பாகத்திற்குத் தேவைப்படும் இப்பண்புகளைத் தருவதற்காக, இது மென்மையான, உறுதியான, குறைந்த அளவு-கார்பனைக் கொண்ட எஃகினால் செய்யப்படுகிறது. பின்னர் இதன் பரப்பு கார்பனால் நிறைவுறச் செய்யப்படுகிறது. இதனை நிகழ்த்த, செய்து முடிக்கப்பட்ட பகுதியை கார்பன் மோனாக்ஸைடு சூழ்நிலையில் அல்லது கரி நிரப்பப்பட்ட பெட்டிகளில் சூடு செய்யவேண்டும். எஃகுப் பரப்புகளை கார்பன் கொண்டு நிறைவுறச் செய்யும் முறைக்கு **பரப்பு-கடினமாக்கல்** (case-hardening) என்று பெயர். இம்முறையினால், எஃகின் முழுப்பகுதி உறுதியாகவும் எதிர்க்கவல்லதாகவும் இருக்கச் செய்து அதன் மீது மிகவும் கடினமான மற்றும் உறுதியான 0.5-2மி.மீ. தடிப்பு கொண்ட பரப்பு அடுக்கு உண்டாகிறது.

மேற்கண்டவை போன்ற பயன்களைப் பெறுவதற்கு எஃகினுடைய பரப்பின் மீது நைட்ரஜனையும் நிறைவுறச் செய்யலாம் (nitriding steel). இதற்காக, எஃகு நீண்ட நேரம் 500-600°C-ல் அம்மோனியா சூழ்நிலையில் சூடு செய்யப்படுகிறது. நைட்ரஜனால் நிறைவு கொண்ட எஃகு, அதன் பரப்பில் அயர்ன் நைட்ரைடுகள் உண்டானதன் காரணமாக, உறை-கடினமடைந்த எஃகை விட அதிகக் கடினத் தன்மையுடையதாக உள்ளது. இது, இதன் கடினத் தன்மையை இழக்காமல் 500°C வரையான வெப்பநிலையைத் தாங்கக் கூடியதாக உள்ளது.

245. பொறியல் துறையில் அயர்ன் மற்றும் அதன் உலோகக் கலவைகளின் முக்கியத்துவம். USSR-ல் உலோகவியலின் வளர்ச்சி

மனிதனால் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட எல்லா உலோகங்களிலும் மிகவும் முக்கியமானதாக இருப்பது அயர்ன் ஆகும். தற்கால

பொறியியல் துறையின் எல்லா கிளைகளிலும் அயர்ன் மற்றும் அதன் உலோகக் கலவைகள் பயன்படுகின்றன. அயர்னின் முக்கியத்துவம், அதன் உலக உற்பத்தி மற்ற எல்லா உலோகங்களின் உற்பத்தியின் கூட்டுத்தொகையைக் காட்டிலும் 15 மடங்கு அதிகமாக இருப்பதிலிருந்தே அறியக்கூடும்.

அயர்ன் உற்பத்தி, முக்கியமாக சென்ற நூற்றாண்டில்தான் விரைவாக வளர்ச்சியடைந்தது. 19-ம் நூற்றாண்டின் ஆரம்பத்தில் வார்ப்பு அயர்னின் உலக உற்பத்தி ஆண்டு ஒன்றிற்கு 0.8 மில். டன்களாக இருந்தது என்றால், அதே நூற்றாண்டின் இறுதியில் ஆண்டு ஒன்றிற்கு அயர்ன் உற்பத்தி 66 மில். டன்கள் வரை எட்டிற்று. 1929-ல் முதலாளித்துவ நாடுகளின் அயர்ன் உற்பத்தி 110 மில். டன்களாகும்; ஆனல், இதற்குப் பின்பு நெருக்கடி வருடங்களில் எஃகு உற்பத்தி வெகுவாகக் குறைந்து (1932-ல் 44·8 மில். டன்களாக) பின் 1937-ல் மீண்டும் 112·8 மில். டன்களாக உயர்ந்தது. 1962-ல் முதலாளித்துவ நாடுகள் 175.7 மில். டன்கள் வார்ப்பு அயர்ன் மற்றும் ஃபெரோ உலோகக் கலவைகளையும் 245 மில். டன்கள் எஃகையும் உற்பத்தி செய்தன.

இருப்பினும், அயர்ன் மற்றும் எஃகின் (ஃபெரஸ் உலோகங்கள் எனப் பெரிதும் அழைக்கப்படுபவை) முக்கியத்துவம் அண்மை ஆண்டுகளில், இவ்வுலோகங்களை அலுமினியம் மற்றும் பிளாஸ்டிக்குகள் பல தொழில் துறைகளிலிருந்து நீக்கிவிட்டதன் காரணமாக, குறையத் தொடங்கி விட்டது என்பதைக் குறிப்பிட வேண்டும்.

சார் சக்கரவர்த்தி கால இரஷியா, அயர்ன் மற்றும் எஃகு உற்பத்தியில் தொழில்துறையில் முதன்மை வாய்ந்த நாடுகளுக்கு மிகவும் பின்னணியில் இருந்தது. உருஷிய உலோகவியல் தொழிற்சாலை 1913-ல் 4·2 மில். டன்கள் வார்ப்பு அயர்னையும் அதற்குச் சமஅளவான எஃகையும் தான் உற்பத்தி செய்தது. முதல் உலகப் போர் மற்றும் சமுதாயப் போர், நாட்டின் பொருளாதாரத்திற்குக் காரணமான எல்லா தொழில் துறைகளுக்கும், முக்கியமாக உலோகவியல் துறைக்கு ஒரு பேரிடியாக அமைந்தது. 1920-ல் வார்ப்பு அயர்னின் உற்பத்தி இதற்கு முன்பு எப்போதும் இல்லாத அளவிற்கு குறைந்து 1913-ல் உற்பத்தி செய்யப்பட்ட அளவில் 2·7 விழுக்காடாக இருந்தது. அயர்ன் மற்றும் எஃகுத் தொழிற்சாலைகளை மீண்டும் புதுப்பிப்பதற்கு பெரும் உழைப்பும் நீண்ட நாட்களும் தேவைப்பட்டன: எஃகு

உற்பத்தி மீண்டும் 1913-ல் இருந்த அளவை 1929-ல் தான் எட்டியது.

சோவியத் உலோகவியல் போருக்கு முந்தைய ஐந்தாண்டு திட்டகாலத்தில் மிக விரைவாக வளர்ச்சி பெற தொடங்கியது. நாட்டின் தெற்கத்திய உலோகவியல் முழுவதுமாக புதுப்பிக்கப்பட்டதோடு, கிழக்குப் பகுதியில் ஒரு புதிய நிலக்கரி மற்றும் உலோகவியல் தளமும் உண்டாக்கப்பட்டது. மாங்னிடோகோர்ஸிக், குஸ்னெட்ஸிக் போன்ற பல பெரிய உலோகவியில் தொழிற்சாலைகள் கட்டப்பட்டன. முதல் ஐந்தாண்டு திட்டத்தின் இறுதியில் வார்ப்பு அயர்னின் உற்பத்தி 1913-ல் இருந்த அளவில் 147 விழுக்காட்டை எட்டியது. திட்டமிடப் பட்ட சமுதாயப் பொருளாதாரக் கொள்கைகள் காரணமாக சோவியத் நாட்டின் உலோகவியலின் வளர்ச்சி முதலாளித்துவ நாடுகளையும் விஞ்சக்கூடிய அளவிற்கு உயர்ந்தது. வார்ப்பு அயர்ன் உற்பத்தியில் புரட்சிக்கு முன்பிருந்த நிலையை 1929 அளவில் எட்டியதும், அடுத்த எட்டு வருடங்களில் சோவியத் உலோகவியல் வார்ப்பு அயர்னின் உற்பத்தியை $3\frac{1}{2}$ மடங்கு உயர்த்திக் காட்டியது. இதற்குச் சமமான அளவு அயர்னை உற்பத்தி செய்வதற்கு அமெரிக்காவுக்கு 20 வருடங்களும் ஜெர்மனிக்கு 23 வருடங்களும் ஆயிற்று.

பின்வரும் புள்ளிவிவரங்கள் கடந்த 15 ஆண்டுகளில் சோவியத் நாட்டின் உலோகவியலில் உணடான வளர்ச்சியைக் காட்டுகின்றன:

வருடம்	உற்பத்தி அளவு மில். டன்கள்	
	அயர்ன்	எஃகு
1949	16.4	23.3
1954	30.0	41.4
1959	43.0	60.0
1964	62.4	85.0
1967	74.8	102.2

இதுபோன்ற விரைவான வளர்ச்சிக்கு அயர்ன் மற்றும் எஃகு உலோகவியலில் இயற்கை வாயு மற்றும் ஆக்ஸிஜனை மேலும் மேலும் அதிகமாகப் பயன்படுத்தி உற்பத்தியை தீவிரப் படுத்தியதும் மற்றும் புதிய தொழிற்சாலைகளுக்குச் செயலுரிமை வழங்கியதும் காரணங்களாகும்.

அண்மை ஆண்டுகளில் உலோகவியல் தாது தளமும் பெருமளவில் உற்பத்தியைப் பெருக்கியது. காசக்ஸ்தான், சைபீரியா மற்றும் கர்ஸ்க் காந்த அனுமலி மாவட்டம் ஆகிய இடங்களில் புதிய அயர்ன் தாது படிவுகள் வெட்டி எடுக்கப்பட்டன. 1967-ல் அயர்ன் தாதுவின் உற்பத்தி 168 மில். டன்களாகும்.

246. அயர்னின் பண்புகள். அயர்ன் சேர்மங்கள்.

தூய அயர்ன், அயர்ன் ஆக்ஸைடை ஹைட்ரஜன் கொண்டு ஒடுக்கி அல்லது சில அயர்ன் உப்புகளை மின்பகுப்பு அடையச் செய்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு சில்வர் போன்ற வெண்மை நிறமுடைய, பொலிவான மற்றும் உறுதியான உலோகம்; தோற்றத்தில் பிளாட்டினத்தை மிகவும் ஒத்துள்ளது. அடர்த்தி 7.86 கி./செ.மீ.^{3} உருகுநிலை 1,539°C. தூய அயர்னை எளிதில் காந்தமாக்கவும் காந்த நீக்கம் பெறச் செய்யவும் முடிகிறது; எனவே டைனமோக்களின் நடுப்பகுதிகள் மற்றும் மின் மோட்டார்கள் ஆகியவற்றைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது.

சாதாரண அயர்ன் உலர்ந்த காற்றில் மாற்றம் பெறுவதில்லை; ஆனால் ஈர நிலையில் விரைவாகத் துருப்பிடித்து, பழுப்புநிற ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடுப் படிவைப் பெறுகிறது. இப்படிவு இறுக்கம் இல்லாமல் இருப்பதால் அயர்னை மேலும் ஏற்றம் அடையாமல் இருக்கும்படி பாதுகாப்பதில்லை. துருப்பிடித்தல் தன்மை விரும்பப்படாததொன்று என்றும் அது அயர்னின் பிரிக்கமுடியாத பண்பு என்றும் நீண்டகாலமாக கருதப்பட்டது; ஆனால், மின் பகுப்பு முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட தூய அயர்ன் அரிமானத்தினால் பெரிதும் தாக்கப்படுவதில்லை என்றும் முழுமையாக அமில எதிர்ப்புச் சக்தியைப் பெற்றுள்ளது என்றும் அண்மையில் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. சாதாரண அயர்ன் அரிமானம் அடைவதற்கான காரணங்கள் பகுதி 191–ல் விவரிக்கப்பட்டுள்ளன.

காற்றில் வறுத்தால் அயர்ன் எரிந்து ஃபெரசோஃபெரிக் ஆக்ஸைடாக Fe_3O_4 (அல்லது $FeO.Fe_2O_3$) மாறுகிறது; இதே பொருள் செஞ்சூடான அயர்னைக் காய்ச்சி உருக்கும்போதும் உண்டாகிறது ('அயர்ன் செதில்').

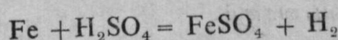
அயர்னின் நார்மல் மின்னழுத்தம்—0.44 வோல்ட் ஆகும்; எனவே, அயர்ன் எளிதில் நீர்த்த அமிலங்களில் கரைந்து அவற்றிலிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்தி Fe^{2+} அயனியை உண்டாக்குகிறது. குளிர்ந்த அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் அயர்னைத்

தாக்குவதில்லை. அடர் நைட்ரிக் அமிலம் அயர்னுடன் செயல்படுவது அது அலுமினியம் மற்றும் குரோமியத்துடன் செயல்படுவதையே ஒத்துள்ளது; அதாவது அயர்னை செயலறு நிலையைப் பெறச் செய்கிறது. காரங்கள் அயர்னுடன் வினை புரிவதில்லை.

அயர்ன் அதன் இரண்டு ஆக்ஸைடுகளுக்குரிய இரண்டு வகைச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது: **ஃபெரஸ் ஆக்ஸைடு** FeO மற்றும் **ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு** Fe_2O_3. முன்னதில் அயர்ன் ஈரிணைதிறனுடனும் பின்னதில் மூவிணைதிறனுடனும் காணப்படுகிறது. இவற்றோடு, **ஃபெரிக் அமிலத்தின்** H_2FeO_4 உப்புகளும் அறியப்பட்டுள்ளன. இவற்றில் அயர்ன் ஒரு ஆறு இணைதிறன் அலோகம் போல செயல்படுகிறது.

அயர்னின் ஈரிணைதிறன் சேர்மங்கள்: அயர்னை நீர்த்த அமிலங்களில் கரைத்து ஈரிணைதிறன் அயர்னுடைய உப்புகள் பெறப்படுகின்றன. அவற்றுள் மிக முக்கியமானது **ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் (II)** அல்லது **பச்சைத்துத்தம்** $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. இது நீரில் எளிதில் கரையும் வெளிறிய பச்சை நிறப்படிகங்களை உண்டாக்குகிறது. காற்றில் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் படிப்படியாக தூள் பூத்தும் அதே சமயத்தில் அதன் பரப்பில் ஏற்றமும் பெற்று, மஞ்சள் கலந்த பழுப்புநிற மூவிணைதிறன் அயர்னுடைய கார உப்பாக மாறுகிறது.

அயர்ன் துகள்களை 20-30% சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து பச்சை துத்தம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

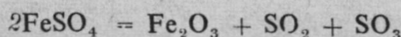


$$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2$$

அயர்ன் மீது சிங்க் முலாம் பூசுவதற்கு முன்பு சல்ஃபூரிக் அமிலம் கொண்டு அதனை செதுக்கும்போதும் (etched) இது ஒரு கழிவுப் பொருளாகப் பெறப்படுகிறது.

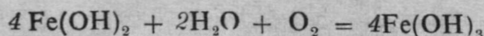
ஃபெரஸ் சல்ஃபேட், வேளாண்மையில் ஒரு பூச்சிக்கொல்லியாகவும் துணிகளுக்குச் சாயம் போடுவதற்கான சில கனிம வர்ணங்களைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டைச் சூடு செய்யும்போது நீரை இழந்து வெண்மைநிற நீரற்ற $FeSO_4$ கிடைக்கிறது. மேலும் தீவிரமாகச் சூடு செய்தால், உப்பு சிதைந்து சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் ஈரக் காற்றில் புகைந்து சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உண்டாக்கும் சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடு ஆகியவற்றை உண்டாக்குகிறது.



$$2FeSO_4 = Fe_2O_3 + SO_2 + SO_3$$

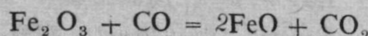
ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் காரத்தைச் சேர்த்தால் ஒரு வெண்மைநிற ஃபெரஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு $Fe(OH)_2$ வீழ்படிவு உண்டாகி காற்றில் விரைவாக ஏற்றம் அடைந்து ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடாக மாறும்போது முதலில் பச்சையாகவும் பின் பழுப்பு நிறமாகவும் மாறுகிறது.



$$4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3$$

ஃபெரஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு பெரிதும் முழுமையாகக் காரத் தன்மையது; காரங்களில் கரைவதில்லை.

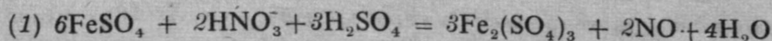
நீரற்ற **ஃபெரஸ் ஆக்ஸைடு FeO,** ஃபெரிக் ஆக்ஸைடை கார்பன் மோனாக்ஸைடைக் கொண்டு *500*°C-ல் ஒடுக்கம் பெறச் செய்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு கருப்புநிற, எளிதில் ஏற்றம் அடையும் தூளாகும்.



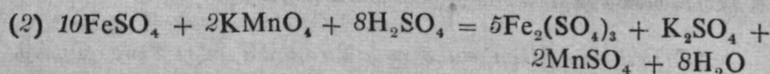
$$Fe_2O_3 + CO = 2FeO + CO_2$$

கார கார்பனேட்டுகள், ஈரிணைதிறன் அயர்ன் உப்புக்கரைசல்களிலிருந்து வெண்மைநிற **ஃபெரஸ் கார்பனேட் (II) $FeCO_3$** வீழ்படிவைத் தோற்றுவிக்கின்றன. கார்பன் டை ஆக்ஸைடைக் கொண்ட நீரின் செயலினால், ஃபெரஸ் கார்பனேட் கால்சியம் கார்பனேட் போலவே, பகுதியளவில் அதிகம் கரையும் அமில உப்பாக $Fe(HCO_3)_2$ மாறுகிறது; இதுவே கனிமநீர்களில்அடங்கியுள்ள அயர்னின் வடிவாகும்.

நைட்ரிக் அமிலம், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட், குளோரின் போன்ற பல்வேறு ஆக்ஸிஜனேற்றிகளைக் கொண்டு ஈரிணைதிறன் அயர்ன் உப்புகளை எளிதில் மூவிணைதிறன் அயர்ன் உப்புகளாக மாற்றலாம்; எடுத்துக்காட்டு :



$$(1)\ 6FeSO_4 + 2HNO_3 + 3H_2SO_4 = 3Fe_2(SO_4)_3 + 2NO + 4H_2O$$



$$(2)\ 10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 = 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$$

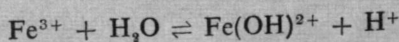
மிக எளிதில் ஏற்றம் அடையக்கூடிய தன்மை காரணமாக ஈரிணைதிறன் அயர்ன் உப்புகள் பெரிதும் ஒடுக்கக் கரணிகளாகச் செயல்படுகின்றன.

மூவிணைதிறன் அயர்ன் சேர்மங்கள்: மூவிணைதிறன் அயர்ன் உப்புகளுள் மிகவும் பொதுவாகப் பயன்படுவது **பெரிக்குளோரை டாகும்** $FeCl_3$. குளோரினைச் சூடு செய்யப்பட்ட அயர்ன் மீது செலுத்தும்போது இதன் நீரற்ற உப்பு ஆழ்ந்த பச்சைநிறச் செதில்களாகக் கிடைக்கின்றது. சாதாரண ஃபெரிக் குளோ ரைடு $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ இயைபுடன் ஆழ்ந்த-மஞ்சள் நிற படிகவடித் தான நீர்க்கும் பொருளாக உள்ளது.

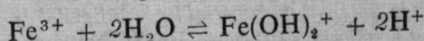
ஃபெரிக் சல்ஃபேட் (III) $Fe_2(SO_4)_3$: சல்ஃபூரிக் அமிலக் கரைசலில் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டை நைட்ரிக் அமிலம் கொண்டு ஏற்றம் பெறச் செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுடன் இது ஃபெரிக் அம்மோனியம் படிகாரத்தை $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ உண்டாக்குகிறது; இது அலுமினியம் மற்றும் குரோம் படிகாரங்களைப் போன்ற வடிவுடைய வெளிறிய ஊதா நிறப்படிகங்களாகத் தோன்றுகின்றது.

மூவிணைதிறன் அயர்ன் உப்புக் கரைசல்கள் அம்மோனியா அல்லது காரங்களுடன் வினைபுரியும்போது, மிகை அளவு காரத்தில் கரையாத சிவந்த பழுப்பு நிற **ஃபெரிக் ஹைட்ராக் ஸைடு** $Fe(OH)_3$ வீழ்படிவு உண்டாகிறது.

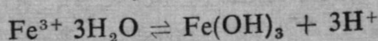
ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு ஃபெரஸ் ஹைட்ராக்ஸைடைவிட வீரியம் குறைந்த காரம். இப்பண்பு, ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு வெகுவாக நீர்பகுப்பு அடைவதிலிருந்தும், வீரியமற்ற அமிலங் களுடன் (கார்போனிக், ஹைட்ரோ சல்ஃபூரிக் அமிலங்கள்) உப்பு களை உண்டாக்காமல் இருப்பதிலிருந்தும் வெளிப்படுகிறது. நீராற்பகுப்பு, மூவிணைதிறன் அயர்ன் உப்புகளினுடைய கரைசல் களின் நிறத்துக்கும் காரணம் காட்டுவதாக உள்ளது. Fe^{3+} அயனி பெரிதும் நிறமற்றதாக இருந்தும், அதன் கரைசல்கள்; கார உப்புகள் அல்லது $Fe(OH)_3$-ஐ பெற்றிருப்பதன் காரணமாக மஞ்சள் கலந்த பழுப்பு நிறத்துடன் உள்ளது.



$$Fe^{3+} + H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)^{2+} + H^+$$



$$Fe^{3+} + 2H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_2^{+} + 2H^+$$

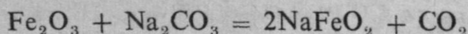


$$Fe^{3+}\ 3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + 3H^+$$

கரைசல்கள், சூடு செய்யும்போது ஆழ்ந்த நிறத்தையும், அமிலங்களைச் சேர்க்கும்போது வெளிறிய நிறத்தையும் பெறு கின்றன (மிகு அளவு ஹைட்ரஜன் அயனியின் காரணமாக சமநிலை பின்னோக்கிப் பெயர்தல்).

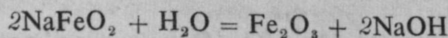
வறுத்தால், ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு நீரை இழந்து ஃபெரிக் ஆக்ஸைடாக Fe_2O_3 மாறுகிறது. ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு **இன்டியன் சிவப்பு** அல்லது **கால்காதர்** (Colcother) எனப்படும் பழுப்பு நிற வர்ணமாகப் பயன்படுகிறது.

ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு மற்றும் ஹைட்ராக்ஸைடு பெரிதும் காரப் பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதோடு, மிகக் குறைவாக இருப்பினும், அமிலப் பண்புகளையும் பெற்றிருக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஃபெரிக் ஆக்ஸைடை சோடா அல்லது பொட்டாஷ் உடன் சேர்த்து உருக்கினால், குரோமைட்டுகள் அல்லது அலுமினேட்டு களை ஒத்த **ஃபெர்ரைட்டுகள்** எனப்படும் உப்புகள் உண்டா கின்றன; இவை, மெட்டாஃபெரஸ் அமிலத்தின் $HFeO_2$ பெறுதி களாகும்:



$$Fe_2O_3 + Na_2CO_3 = 2NaFeO_2 + CO_2$$

சூடான நீர் ஃபெரைட்டுகளை முழுவதுமாக நீராற்பகுத்து ஃபெரிக் ஆக்ஸைடாகவும் மற்றும் இணையான காரங்களாகவும் மாற்றுகிறது.

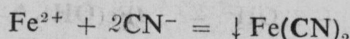


$$2NaFeO_2 + H_2O = Fe_2O_3 + 2NaOH$$

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை சோடாவில் இருந்து தயாரிப் பதற்கான தொழில்துறை முறைகளில், சோடியம் ஃபெர்ரைட் உண்டாதல் மற்றும் அது நீரால் சிதைவுறுதல் ஆகியவற்றை அடிப்படையாகக் கொண்டு அமைந்தது ஒரு முறையாகும்.

ஃபெரிக் உப்புகளை ஃபெரஸ் உப்புகளிலிருந்து வேறுபடுத்திக் காண்பதற்கு ஒரு சிறப்பான வினை பொட்டாசியம் தயோசயனேட் KSCN அல்லது அம்மோனியம் தயோசயனேட் NH_4SCN அயர்ன் உப்புகளுடன் வினைபுரிவதாகும். பொட்டாசியம் தயோசயனேட் கரைசலில் நிறமற்ற SCN^- அயனியைப் பெற்றுள்ளது; இது Fe^{3+} அயனியுடன் கூடி இரத்தச் சிவப்பு நிறமுடைய, சிறிது அயனி யாகிய ஃபெரிக் தயோசயனேட் $Fe(SCN)_3$ என்ற சேர்மத்தை உண்டாக்குகிறது. ஃபெரஸ் அயனி இவ்வினையைக் காட்டுவ தில்லை.

அயர்னுடைய சயனைடுச் சேர்மங்கள்: ஒரு ஃபெரஸ் உப்புக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் சயனைடைச் சேர்த்தால், ஒரு வெண்மை நிற ஃபெரஸ் சயனைடு உண்டாகிறது.



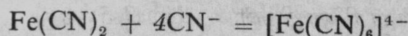
$$Fe^{2+} + 2CN^- = \downarrow Fe(CN)_2$$

வீழ்படிவு, பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனேடு என்னும் ஒரு அணைவு உப்பு உண்டாவதன் காரணமாக, மிகையளவு பொட்டாசியம் சயனேடில் கரைகிறது.



$$Fe(CN)_2 + 4KCN = K_4[Fe(CN)_6]$$

அல்லது

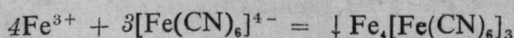


$$Fe(CN)_2 + 4CN^- = [Fe(CN)_6]^{4-}$$

பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனேடு $K_4[Fe(CN)_6]\cdot 3H_2O$: இது வெளிறிய-மஞ்சள் நிறப் பட்டகங்களாகப் படிகமாகிறது. இவ்வுப்பு பொட்டாஷ் சேர்மத்தின் **மஞ்சள் ப்ருஸியேட்** என்றும் அழைக்கப்படும்; ஏனெனில் முன்பெல்லாம், இது, உலர்ந்த இரத்தத்தைப் பொட்டாஷ் மற்றும் அயர்னுடன் சேர்த்து வறுத்து தயாரிக்கப்பட்டது. நீரில் கரைத்தால், இவ்வுப்பு K^+ அயனியாகவும் மிகவும் நிலையான அணைவு அயனியாகவும் $[Fe(CN)_6]^{4-}$ அயனியாகிறது; கரைசலில் நடைமுறையில் எந்த Fe^{2+} அயனியும் இருப்பதில்லை; கரைசல் ஈரிணை திறன் அயர்னுக்கான எந்த ஒரு சிறப்பான சோதனையையும் காட்டுவதில்லை.

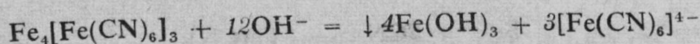
பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனேடு, ஃபெரோசயனிக் அமிலத்திற்கான $H_4[Fe(CN)_6]$ சேர்மமாகும்; இது பொட்டாசியம் உப்புடன் மற்றும் பல்வேறு உப்புகளையும் உண்டாக்கும் ஒரு வெண்மை நிற திண்மம்.

பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனேடு அயர்னைப் பெற்றிருப்பினும், இது மூவிணை திறன் அயர்னைக் கண்டறிவதற்கு ஒரு சிறந்த சோதனைப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது என்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும்; ஏனெனில் $[Fe(CN)_6]^{4-}$ அயனி Fe^{3+} அயனியுடன் கரைசலில் சந்திக்க நேரும்போது, கூடி நீரில் கரையாத ஃபெரிக் ஃபெரோசயனேடு $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ என்னும் ஃபெரோசயனிக் அமிலத்தின் அயர்ன் உப்பு உண்டாகிறது. இது ஒரு சிறப்பான நீல நிறத்தைப் பெற்றுள்ளது. இவ்வுப்பு **பிரஸ்ஸியன் நீலம் (Prussian blue)** எனப்படும்.



$$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = \downarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3$$

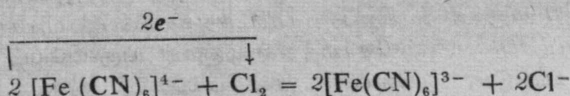
பிரஸ்ஸியன் நீலம் ஒரு வர்ணமாகப் பயன்படுகிறது. காரங்கள் இதனைச் சிதைத்து ஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடையும் மற்றும் $[Fe(CN)_6]^{4-}$ அயனியையும் உண்டாக்குகின்றன:



$$Fe_4[Fe(CN)_6]_3 + 12OH^- = \downarrow 4Fe(OH)_3 + 3[Fe(CN)_6]^{4-}$$

ஃபெரோசயனிக் அமிலத்தின் உப்புகளில், கார மற்றும் கார மண் உலோகங்களின் உப்புகள் கரையக்கூடியவைகளாக உள்ளன.

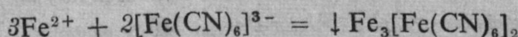
குளோரின் அல்லது புரோமின் செயலினுல் பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடுக் கரைசலில் உள்ள எதிர்மின் அயனி ஏற்றம் அடைந்து, நான்கிணைதிறன் நிலையிலிருந்து மூவிணைதிறன் நிலைக்குச் செல்கிறது:



$$2[Fe(CN)_6]^{4-} + Cl_2 = 2[Fe(CN)_6]^{3-} + 2Cl^- \quad (2e^-)$$

இந்த எதிர்மின் அயனியின் பொட்டாசியம் உப்புக்கு **பொட்டாசியம் ஃபெரிசயனைடு** அல்லது **பொட்டாஷின் சிவப்பு ப்ருஸியேட்** என்று பெயர். இது ஆழ்ந்த-சிவப்பு நிற நீரற்ற படிகங்களாகத் தோன்றுகிறது. இதன் கரைசல், ஃபெரோசயனைடு எதிர்மின் அயனிகளை ஒத்த இயைபையுடைய எதிர்மின் அயனிகளையே $[Fe(CN)_6]^{3-}$ பெற்றுள்ளது; ஆனல் 4 எதிர்மின் சுமைகளுக்குப் பதிலாக 3 எதிர்மின் சுமைகளைப் பெற்றுள்ளது. எனவே, $[Fe(CN)_6]^{4-}$ அயனிகளுக்கு உரியதைத் தவிர பிற பண்புகளையும் கொண்டுள்ளன.

ஈரிணைதிறன் அயர்னைக் கொண்ட ஒரு கரைசலைப் பொட்டாசியம் ஃபெரிசயனைடுடன் வினைபுரியச் செய்தால், **டர்ன்புல்லின் நீலம் (turnbulls blue)** எனப்படும் ஒரு நீல நிற வீழ்படிவு உண்டாகிறது. இது தோற்றத்தில் பிரஸ்ஸியன் நீலத்தை மிகவும் ஒத்தும் ஆனல் இயைபில் வேறுபட்டும் உள்ளது.



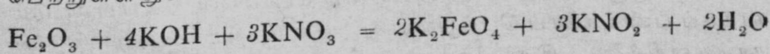
$$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = \downarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2$$

$K_3[Fe(CN)_6]$ மூவிணைதிறன் அயர்ன் உப்புகளுடன் ஒரு பழுப்பு நிறக் கரைசலைத் தருகிறது.

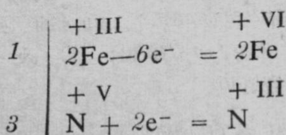
டர்ன்புல்லின் நீலம் உண்டாகும் வினை படிவரைத் தாள் மீது வரைந்த படங்களின் பிரதிகளை அச்சிடுவதற்கு (நீல-அச்சு) வெகுவாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இம்முறை, மூவிணைதிறன் அயர்னின் சில உப்புகள் மற்றும் கரிம அமிலங்கள் ஒளியின்

செயலினால் ஈரிணைதிறன் அயர்ன் உப்புகளாக ஒடுக்கம் அடைவதை அடிப்படையாகக் கொண்டு அமைந்துள்ளது. அச்சிடுவதற்காகப் பயன்படுத்தப்படும் காகிதத்தின் மீது $K_3[Fe(CN)_6]$ மற்றும் ஃபெரிக் அம்மோனியம் சிட்ரேட் கலந்த கலவையின் பூச்சு கொடுக்கப்படுகிறது. படிவரைத் தாள்மீது வரைந்த ஒரு படத்தை இதுபோன்ற ஒரு காகிதத்தின் மீது வைத்து, தீவிரமாக ஒளிபடும்படிச் செய்தால், படத்தின் கோடுகளால் பாதுகாக்கப்பட்ட இடங்களைத் தவிர மற்ற எல்லா இடங்களிலும் மூவிணைதிறன் அயர்ன் ஈரிணைதிறன் அயர்னாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. இதன் பிறகு காகிதத்தை நீரால் கழுவவேண்டும். காகிதத்தில் ஒளிக்கு உட்பட்ட எல்லா பகுதிகளின் நுண் துளைகளிலும் டர்ன்புல்லின் நீலம் வீழ்படிவு அடைகிறது; ஒளியின் செயலில் இருந்து பாதுகாக்கப்பட்ட இடங்கள் வெண்மையாக இருக்கின்றன. எனவே, இதன் விளைவாக ஒரு நீல நிறப் பின்னணியில் ஒரு வெண்மை நிறப் படம் கிடைக்கிறது.

ஆறு இணைதிறன் அயர்னின் சேர்மங்கள்: அயர்ன் துகள்கள் அல்லது ஃபெரிக் ஆக்ஸைடைப் பொட்டாசியம் நைட்ரேட் மற்றும் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் சேர்த்துச் சூடு செய்தால், உண்டாகும் உருகு பொருள் **பொட்டாசியம் ஃபெரேட்** எனப்படும் ஃபெரிக் அமிலத்தின் பொட்டாசியம் உப்பைப் K_2FeO_4 பெற்றுள்ளது.



$$Fe_2O_3 + 4KOH + 3KNO_3 = 2K_2FeO_4 + 3KNO_2 + 2H_2O$$



$$\begin{array}{c|l} 1 & \overset{+III}{2Fe} - 6e^- = \overset{+VI}{2Fe} \\ 3 & \overset{+V}{N} + 2e^- = \overset{+III}{N} \end{array}$$

உருகு பொருளை நீரில் கரைத்தால், சிவந்த-ஊதா நிறக் கரைசல் உண்டாகிறது. இத்துடன் பேரியம் குளோரைடைச் சேர்த்தால், கரையாத **பேரியம் ஃபெரேட்** $BaFeO_4$ வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

எல்லா ஃபெரேட்டுகளும் மிகவும் சக்தி வாய்ந்த மற்றும் பெர்மாங்கனேட்டுகளைவிட வீரியமான ஏற்றிகளாக உள்ளன. ஃபெரேட்டுகளுக்குரிய ஃபெரிக் அமிலமோ H_2FeO_4 அல்லது அதன் நீரிலியோ FeO_3 தனிநிலையில் பெறப்படவில்லை.

அயர்ன் கார்பனைல்கள்: அயர்ன், கார்பன் மோனாக்ஸைடுடன் ஆவியாகும் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. இச்சேர்மங்கள் அயர்ன் கார்பனைல்கள் எனப்படும். **அயர்ன் பென்டாகார்பனைல்**

$Fe(CO)_5$ ஒரு வெளிறிய மஞ்சள்நிற நீர்மம். அடர்த்தி 1·457கி./செ. மீ.^{3} கொதிநிலை 104·9°C; உயர் ஒளி விலகல் எண்ணைப் பெற்றுள்ளது. உயர் வெப்பம் மற்றும் அழுத்த நிலையில் நுண் துகளாக்கப்பட்டஅயர்ன்மீது கார்பன்மோனாக்ஸைடைச்செலுத்தி இது தயாரிக்கப்படுகிறது. அயர்ன் பென்டாகார்பனைல் நீரில் கரைவதில்லை; ஆனால் பல கரிமக் கரைப்பான்களில் கரைகிறது. இது 250°C-ல் கார்பன் மோனோக்ஸைடாகவும் தூய அயர்னாகவும் சிதைகிறது.

247. கோபால்ட் (கோபால்டம்): அணு எடை 58.9332

கோபால்ட் இயற்கையில் மிகு அளவில் காணப்படுவதில்லை; பூமியின் மேலோட்டில் இதன் எடையளவு 0·002% ஆகும். கோபால்ட் பொதுவாக சேர்ம வடிவத்தில் ஆர்சினிக் உடன் சேர்ந்து காணப்படுகிறது. இத்தனிமத்தைக் கொண்டுள்ள மிக முக்கிய கனிமங்கள்: **ஸ்மால்டைட்** $CoAs_2$ மற்றும் **கோபால்டைட்** அல்லது **கோபால்ட் கிளான்ஸ்** CoAsS. 1956-ல் கோபால்ட்டின் உலக உற்பத்தி 14,500 டன்களாகும் (சமூகப் பொதுவுடைமைக் கொள்கை நாடுகள் சேர்க்கப்படாமல்).

கோபால்ட் கடினமான, கம்பியாக இழுபடும் தன்மையுடைய அயர்னை ஒத்த ஒரு பொலிவான உலோகம். அடர்த்தி 8·9 கி./செ.மீ.^{3} உருகுநிலை 1,492°C. அயர்னைப் போலவே, கோபால்ட்டும் காந்தப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. நீர் மற்றும் காற்று இதனை தாக்குவதில்லை. இது, நீர்த்த அமிலங்களில் அயர்ன் கரைவது போன்று அவ்வளவு எளிதாகக் கரைவதில்லை; இதன் நார்மல் மின்னழுத்தம் —0·277 வோல்ட் ஆகும்.

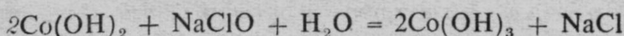
கோபால்ட் இரண்டு எளிய உப்புகளை உண்டாக்குகிறது: **கோபால்டஸ் ஆக்ஸைடு** CoO மற்றும் **கோபால்ட்டிக் ஆக்ஸைடு** Co_2O_3. இவற்றிற்கு இணையாக இரண்டு ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் உள: அவை $Co(OH)_2$ மற்றும் $Co(OH)_3$ ஆகும். இரண்டு ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன; ஆனால், மூவிணைதிறன் கோபால்ட்டின் உப்புகள் நிலையற்றவை; எளிதில் சிதைந்து ஈரிணைதிறன் கோபால்ட் உப்புகளாக மாறுகின்றன. மேற்குறிப்பிட்ட இரண்டு ஆக்ஸைடுகளைத் தவிர Co_3O_4 வாய்பாடு கொண்ட ஒரு கலந்த ஆக்ஸைடும் அறியப்பட்டுள்ளது. இதனை **கோபால்டோ-கோபால்டிக் ஆக்ஸைடு** ($CoO{\cdot}Co_2O_3$) என்கிறோம்.

ஈரிணைதிறன் கோபால்ட் உப்புகள் நீரற்ற நிலையில் நீல நிறத்துடனும் கரைசலில் அல்லது நீரேறிய படிக நிலையில் சிவப்பு

நிறத்துடனும் காணப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, **கோபால்டஸ் குளோரைடு** $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ இயைபுடன் சிவப்பு நிறப் படிகங்களை உண்டாக்குகிறது. இவ்வுப்புக் கரைசலில் நன்கு தோய்த்தெடுத்து உலர்த்திய ஒரு வடிதாள் ஒரு நீர் உறிஞ்சியாகச் செயல்படுகிறது; காற்றிலுள்ள ஈரப் பசையைப் பொருத்து இதன் நிறம் நீலத்திலிருந்து சிவப்பாக மாறுகிறது.

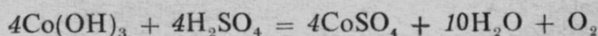
கோபால்டஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு $Co(OH)_2$: ஈரிணை திறன் கோபால்ட் உப்புகளின் கரைசல்களை காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது; கிடைக்கும் நீல நிறக் கார உப்பின் வீழ்படிவு, நீர்மம் கொதிக்கும்போது இளஞ்சிவப்பு நிற ஹைட்ராக்ஸைடாக $Co(OH)_2$ மாறுகிறது. இதனை வறுத்தால், இது சாம்பல் கலந்த பச்சை நிற கோபால்டஸ் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

கோபால்டஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு காற்றில் மெதுவாக ஏற்றம் அடைந்து ஆழ்ந்த-பழுப்புநிற கோபால்டிக் ஹைட்ராக்ஸைடாக $Co(OH)_3$ மாறுகிறது. இவ்வினை, சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட் போன்ற தீவிர ஏற்றிகளின் முன்னிலையில் மிகவும் விரைவாக நிகழ்கிறது:

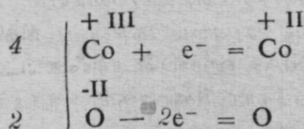


$$2Co(OH)_2 + NaClO + H_2O = 2Co(OH)_3 + NaCl$$

அமிலங்களுடன் வினைபுரியச் செய்யும்போது, கோபால்டிக் ஹைட்ராக்ஸைடு மூவிணை திறன் உப்புகளைத் தருவதில்லை; ஆனால் ஆக்ஸிஜனை வெளிப்படுத்தி, ஓர் ஈரிணை திறன் கோபால்ட் உப்பை உண்டாக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டு:

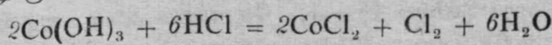


$$4Co(OH)_3 + 4H_2SO_4 = 4CoSO_4 + 10H_2O + O_2$$



$$\begin{array}{c|l} 4 & \overset{+III}{Co} + e^- = \overset{+II}{Co} \\ 2 & \overset{-II}{O} - 2e^- = O \end{array}$$

கோபால்டிக் ஹைட்ராக்ஸைடு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலிருந்து குளோரினை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது:



$$2Co(OH)_3 + 6HCl = 2CoCl_2 + Cl_2 + 6H_2O$$

பொதுவாக $Co(OH)_3$ மற்றும் Co_2O_3 நிலையற்ற உப்புகளை உண்டாக்கும். MnO_2 மற்றும் PbO_2 போலவே ஏற்றிகளாகச் செயல்படுகின்றன.

கோபால்டின் மிகச் சிறப்பான பண்பு பல்வேறு அணைவுச் சேர்மங்களை உண்டாக்கும் அதன் திறமையாகும். இச்சேர்மங்

களில் கோபால்ட் பெரிதும் மூவிணைதிறனுடன் உள்ளது என்பது குறிப்பிடத் தக்கதாகும். ஈரிணைதிறன் கோபால்ட் அணைவுச் சேர்மங்களை பெறமுடிவதாக இருப்பினும் அவை மிகவும் நிலையற்றவை; மாறாக எளிய ஈரிணைதிறன் கோபால்ட் சேர்மங்கள் மிகவும் நிலைத்த தன்மை கொண்டவை. அணைவு உப்புகளில் கோபால்ட் நேர்மின் அயனியின் பகுதியாகவோ அல்லது எதிர்மின் அயனியின் பகுதியாகவோ, எடுத்துக்காட்டாக $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ மற்றும் $K_3[Co(NO_2)_6]$ ஆக இருக்கலாம். கோபால்ட்டின் ஒருங்கிணைதல் எண் 6 ஆகும்.

கோபால்ட் சில உலோகக் கலவைகளின் பகுதிப் பொருளாக உள்ளது. இது கலவைகளின் கடினத் தன்மையை அதிகரிக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக: **ஸ்டெலைட்** எனப்படும் உலோகக் கலவை 40-50% CO, 13–35% Cr, 5-25%W மற்றும் 1.5-3% C ஆகியவற்றைக் கொண்டுள்ளது. இது வெட்டும் கருவிகளைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. கோபால்ட் 10-15% அளவுகளில், டங்ஸ்டன், டைட்டேனியம், மாலிப்டினம் மற்றும் பிற உலோகங்களின் கார்பைடுகளால் ஆன மண் உலோகக் கலவைகளில் ஒரு வார்க்கும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. கண்ணாடியுடன் சேர்க்கப்படும் கோபால்ட் சேர்மங்கள் கண்ணாடிக்கு ஒரு ஆழ்ந்த நீல நிறத்தைத் தருகின்றன. (கோபால்ட் சிலிக்கேட் உண்டாவதன் காரணமாக), நுண் பொடியாக்கப்பட்ட இதுபோன்ற கண்ணாடி 'ஸ்மால்ட்' அல்லது 'கோபால்ட்' என்ற பெயரில் ஒரு நீல நிற வர்ணமாகப் பயன்படுகிறது.

248. நிக்கல் (நிக்கோலம்): அணு எடை 58·71

நிக்கல், கோபால்ட்டைப் போலவே, இயற்கையில் ஆர்சினைடுகள் அல்லது சல்ஃபைடுகளாகக் காணப்படுகின்றது. **நிக்கோலைட்** அல்லது **ஆர்சினிக் நிக்கல்**, NiAs, **ஹர்ஸ்டோரிஃபைட்**, NiAsS மற்றும் பிற கனிமங்கள் எடுத்துக்காட்டுகளாகும்.

நிக்கல் கோபால்ட்டைவிட அதிகமாகக் காணப்படுகிறது (பூமியின் மேலோட்டில் 0·02% எடையளவு). பெருமளவு நிக்கல் படிவுகள் கனடாவில் உள்ளன; சோவியத் நாடு இரண்டாவது இடத்தை வகிக்கிறது. இந்நாட்டில் உயர்ரக நிக்கல் படிவுகள் யுரால்ஸ், காசக்ஸ்தான் மற்றும் டெய்மைர், கோலா தீபகற்பங்கள் ஆகிய இடங்களில் காணப்படுகின்றன.

யுரால் நிக்கல் படிவுகள் புரட்சிக்கு நீண்டகாலத்திற்கு முன்பே அறியப்பட்டிருந்தன; ஆனால் ஜார் கால ரஷியா நிக்கல்

தொழிற்சாலையைப் பெற்றிருக்கவில்லை. தேவைப்பட்ட நிக்கல் வெளிநாடுகளில் இருந்து இறக்குமதி செய்யப்பட்டது. நிக்கல் தொழிற்சாலை சோவியத் காலங்களில்தான் நிறுவப்பட்டது. முதல் நிக்கல் தொழிற்சாலை 1934-ல் பரால்ஸில் துவக்கப் பட்டது.

1956-ல் நிக்கலின் உலக உற்பத்தி (USSR சேர்க்கப்படாமல்) 200,000 டன்களுக்கும் அதிகமாகும்.

நிக்கல் மிகவும் கடினமான, மஞ்சள் கலந்த வெண்மைநிற முடைய, நன்கு மெருகேறும் தன்மை கொண்ட ஒரு உலோகம்; காந்தத்தால் கவரப்படுகிறது. அடர்த்தி 8·9 கி./செ.மீ^{3}. உருகு நிலை 1,453°C. நிக்கல் காற்றில் ஏற்றம் அடைவதில்லை. இதனை நைட்ரிக் அமிலம் ஒன்று மட்டும்தான் எளிதில் கரைக்கிறது. இதன் நார்மல் மின்னழுத்தம்—0·25 வோல்ட்.

நிக்கல் பல முக்கிய நடைமுறைப் பயன்களைப் பெற்றுள்ளது. பிற உலோகங்களுக்கு நிக்கல் முலாம் தருவதற்காக இது சிறிய அளவுகளில் பயன்படுகிறது. இருப்பினும், பெரும்பாலான நிக்கல், அயர்ன், காப்பர், சிங்க் மற்றும் பிற உலோகங்களுடனை பல்வேறு உலோகக் கலவைகளைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன் படுகிறது. எஃகுடன் நிக்கலைச் சேர்ப்பது எஃகின் உறுதித் தன்மை, இயந்திர வலு ஆகியவற்றை அதிகரிக்கச் செய்து, அதனை வெப்பம் தாங்கவல்லதாகவும் அரிமானத்தை எதிர்க்க வல்லதாகவும் செய்கிறது. 1-4% Ni மற்றும் 0·5-2% குரோமி யத்தைக் கொண்ட குரோம்நிக்கல் எஃகைப் போன்ற நிக்கல் மற்றும் பிற உலோகங்களைக் கொண்ட எஃகு உலோகக் கலவை கள் பீரங்கி, எல்லா வகையான போர்த் தளவாடங்கள், ஊடுருவிப் பாயும் வெடிகுண்டு ரவை, கவசங்கள் போன்றவை களைத் தயாரிப்பதற்கு அதிக அளவில் பயன்படுகின்றன.

நிக்கலை அதிகமாகக் கொண்ட நிக்கல் மற்றும் காப்பர் உலோகக் கலவைகள் நடைமுறையில் அரிமானம் அடைவதில்லை; இவை, வேதியியத் தொழிற்சாலைகள், கப்பல் மற்றும் ஆகாய விமானப் பொறியியல் ஆகியவற்றில் பரவலாகப் பயன்படுத்தப் படுகின்றன. குறைந்த அளவு நிக்கலைக் கொண்ட உலோகக் கலவைகள் நாணயம் (நிக்கல், வெண்கலம்) செய்வதில் பயன் படுகின்றன.

நடைமுறை முக்கியத்துவம் வாய்ந்த பிற நிக்கல் உலோகக் கலவைகளில் குறிப்பிடத்தக்கவை பின்வருமாறு: (1) **இன்வார்:** இது 35-37% நிக்கலை கொண்ட மிகக் குறைந்த விரிவு எண்ணைக்

கொண்ட எஃகு ஆகும். இது கடிகார ஊசல்களுக்கான சட்டங்கள் மற்றும் பல்வேறு அளவிடும் கருவிகளைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது; (2) **பிளாட்டினைட்:** இது, 0·15% கார்பனையும் 44% நிக்கலையும் கொண்ட எஃகு ஆகும். இது கண்ணாடியை ஒத்த விரிவு எண்ணைப் பெற்றுள்ளது: எனவே இதனை கண்ணாடியுடன் சேர்த்து உருக்க முடிகிறது. இது மின் ஒளி விளக்குகளைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது; (3) **நைக்ரோம் :** இது, உயர் மின் தாங்கவல்ல சிறப்புப் பெற்ற நிக்கல் மற்றும் குரோமியம் கலந்த உலோகக் கலவை ஆகும். இது மின் தடை மாற்றி மற்றும் பல்வேறு சூடாக்கும் கருவிகளைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது; (4) **நிக்கெலேன்:** இது காப்பர், நிக்கல் மற்றும் சிங்க் கலந்த உலோகக் கலவை இதுவும் அதிக அளவு மின் தாங்கவல்ல சக்தியைப் பெற்றுள்ளது உயர் வெப்பநிலைகளில் மிகச் சிறிதளவே மாறுபடுகிறது.

நுண் துகளாக்கப்பட்ட நிக்கல் ஒரு மிக முக்கிய வினைவேக மாற்றியாக பல வேதியிய வினைகளில் பரவலாகப் பயன் படுகிறது. தூய நிக்கல், சோதனைச் சாலையில் பயன்படும் மூசைகள் செய்வதற்குப பயன்படுகிறது.

நிக்கல் சேர்மங்கள் பெரிதும் கோபால்ட் சேர்மங்களை ஒத்துள்ளன. கோபால்ட்டைப் போலவே நிக்கலும் இரண்டு முக்கிய ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது. **நிக்கல் மோனாக்ஸைடு** NiO, மற்றும் **நிக்கல் ஸெஸ்க்யு ஆக்ஸைடு** Ni_2O_3 இவற்றிற்கு ஒப்பான ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் உள. ஆனால், ஈரிணை திறன் நிக்கலைக் கொண்ட ஒரே ஒரு வகை உப்புகள் தான் உள்ளன.

நிக்கலஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு $Ni(OH)_2$: ஈரிணை திறன் நிக்கல் உப்புகளின் கரைசல்களைக் காரங்களுடன் வினைபுரியச் செய்தால் இது வெளிறிய பச்சை நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. சூடு செய்தால், இது நீரை இழந்து, சாம்பல் கலந்த பச்சை நிற நிக்கல் மோனாக்ஸைடாக, NiO மாறுகிறது.

நிக்கல் உப்புகள் பெரும்பாலும் திண்மம் மற்றும் கரைசல் ஆகிய இரு நிலைகளிலும் பச்சை நிறத்தைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றுள் மிகவும் பரவலாகப் பயன்படும் உப்பு **நிக்கல் சல்ஃபேட்** $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ அல்லது **நிக்கல் துத்தம்** ஆகும். இது அழகான மரகதப் பச்சை நிறப்படிகங்களைத் தருகிறது.

நிக்கலிக் ஹைட்ராக்ஸைடு $Ni(OH)_3$: கருமை கலந்த பழுப்பு நிறமுடையது. தீவிர ஏற்றிகளை நிக்கலஸ் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் வினைபுரியச் செய்து இது பெறப்படுகிறது. இதன் பண்புகள்

கோபால்ட்டிக் ஹைட்ராக்ஸைடின் $Co(OH)_3$ பண்புகளை ஒத்துள்ளன.

நிக்கல் பல அணைவுச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது, ஆனால் இச் சேர்மங்களில் நிக்கல், கோபால்ட்டைப் போல் அல்லாமல் எப்போதும் ஈரிணை திறனுடனேயே காணப்படுகிறது.

நிக்கல் கார்பன் மோனாக்ஸைடுடன், **நிக்கல் டெட்ராகார்பனைல்**, $Ni(CO)_4$ என்ற ஒரு ஆவியாகும் நீர்மச் சேர்மத்தை உண்டாக்குகிறது. இச் சேர்மம் சூடு செய்யும்போது சிதைந்து நிக்கலைத் தருகிறது. நிக்கலை அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் முறைகளுள் ஒன்று $Ni(CO)_4$ உண்டாகும் வினையை அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும்.

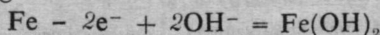
நடைமுறை முக்கியத்துவம் வாய்ந்த நிக்கல் சேர்மங்களில் நிக்கல் ஸெஸ்க்யு ஆக்ஸைடும் ஒன்றாகும். இது கார அயர்ன்–நிக்கல் அல்லது காட்மியம் நிக்கல் சேமிப்பு மின்கல அடுக்குகள் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது.

மின்னேற்றம் பெற்ற அயர்ன்-நிக்கல் சேமிப்பு மின்காலத்தில் ஒரு தகடு அமுக்கப்பட்ட அயர்ன் பொடியால் ஆனது; மற்றொன்று, நிக்கல் துகள்களைக் கொண்ட நீரேறிய நிக்கல் ஸெஸ்க்யு ஆக்ஸைடால் ஆனது. இதில் நிக்கல் துகள்களைச் சேர்த்திருப்பது கடத்தும் திறனை அதிகரிப்பதற்காகும். மின்பகு பொருள் 30% பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடுக் கரைசலாகும்.

அயர்ன்-நிக்கல் சேமிப்பு மின்கல அடுக்கின் செயல்படும் முறை லெட் சேமிப்பு மின்கல அடுக்கின் உடையதை ஒத்துள்ளது. அயர்ன் லெட்டின் பங்கையும் நிக்கல் ஸெஸ்க்யு ஆக்ஸைடு லெட் டை ஆக்ஸைடின் பங்கையும் செயலாற்றுகின்றன.

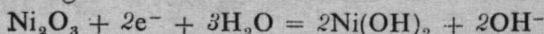
மின்னிறக்கம் செய்யும்போது, ஒவ்வொரு அயர்ன் அணுவும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழந்து, Fe^{2+} அயனிகளாக மாறுகின்றன. இவை OH^- அயனிகளுடன் கூடி $Fe(OH)_2$-ஐ உண்டாக்குகின்றன. அயர்ன் அணுக்களால் வழங்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான்கள் வெளிச் சுற்று வழியாக நிக்கல் ஸெஸ்க்யு ஆக்ஸைடுக்குச் சென்று அங்கு Ni_2O_3-ஐ ஒடுக்குகின்றன. $Ni(OH)_2$ உண்டாகிறது.

எதிர்மின் முனை



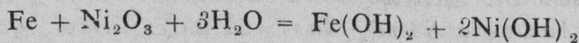
$$Fe - 2e^- + 2OH^- = Fe(OH)_2$$

நேர்மின் முனை



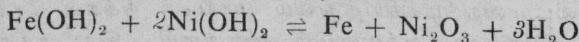
$$Ni_2O_3 + 2e^- + 3H_2O = 2Ni(OH)_2 + 2OH^-$$

இவ்விரண்டு சமன்பாடுகளையும் கூட்டினால், சேமிப்பு மின்கல அடுக்கு மின்னிறக்கம் பெறும்போது நிகழும் வினையின் சமன்பாடு கிடைக்கிறது.



$$Fe + Ni_2O_3 + 3H_2O = Fe(OH)_2 + 2Ni(OH)_2$$

மின்கல அடுக்கு மின்னேற்றம் அடையும்போது, இதே வினை எதிர் திசையில் நிகழ்கிறது: எதிர்மின் முனையில் $Fe(OH)_2$ எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக் கொண்டு உலோக அயர்னாக மாறுகிறது; நேர்மின் முனையில் $Ni(OH)_2$ எலெக்ட்ரான்களை வழங்கி மீண்டும் Ni_2O_3-ஐ உண்டாக்குகிறது. எனவே, மின்னேற்றம் மற்றும் மின்னிறக்கம் ஆகிய இருவினைகளையும் ஒரே சமன்பாட்டின் வாயிலாகத் தெரிவிக்கலாம்.



$$Fe(OH)_2 + 2Ni(OH)_2 \underset{\text{மி. இறக்கம்}}{\overset{\text{மி. ஏற்றம்}}{\rightleftharpoons}} Fe + Ni_2O_3 + 3H_2O$$

ஒரு அயர்ன்-நிக்கல் சேமிப்பு மின்கல அடுக்கின் மின் இயக்க விசை 1·4 வோல்ட்டுகள். இதன் மின் இயக்க விசை லெட் சேமிப்பு மின்கல அடுக்கினுடையதைவிடக் குறைவாக இருந்த போதிலும், இது இலேசானதாகவும், செயல்படுத்துவதற்கு எளிதானதாகவும் மற்றும் நீண்ட ஆயுள் உடையதாகவும் உள்ளது.

பிளாட்டினம் உலோகங்கள்

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	அணு எண்	ஷெல்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு,					
ருத்தீனியம் ...	Ru	101·07	44	2	8	18	15	1	
ரோடியம் ...	Rh	102·905	45	2	8	18	16	1	
பலாடியம் ...	Pd	106.4	46	2	8	18	18	0	
ஆஸ்மியம் ...	Os	190·2	76	2	8	18	32	14	2
இரிடியம் ...	Ir	192·2	77	2	8	18	32	15	2
பிளாட்டினம் ...	Pt	195.09	78	2	8	18	32	17	1

தனிம வரிசை அட்டவணையின் எட்டாவது தொகுதியிலுள்ள இரண்டாவது மற்றும் மூன்றாவது மும்மைகளில் அடங்கியுள்ள, **ருத்தீனியம், ரோடியம், பலாடியம், ஆஸ்மியம், இரிடியம்** மற்றும்

பிளாட்டினம் ஆகிய தனிமங்களை ஒருங்கே இணைத்துப் பொதுவாக **பிளாட்டினம் உலோகங்கள்** என்கிறோம்.

249. பிளாட்டினம் உலோகங்களின் பொதுப் பண்புகள்

பிளாட்டினம் உலோகங்கள் மிகவும் அரிதான உலோகங்களின் தொகுதியை உண்டாக்குகின்றன; ஆனால், இவற்றைத் தனித் தனியாகப் பிரிப்பது மிகவும் கடினமாக இருக்கும் அளவிற்கு இவை பண்புகளில் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன. மாறாக, இவை அயர்ன் தொகுதித் தனிமங்களுடன் மிகச் சிறிதளவே ஒத்துள்ளன.

பிளாட்டினம் உலோகங்கள் இயற்கையில் பெரிதும் தனிநிலையிலேயே காணப்படுகின்றன. இவை, பொதுவாக ஒன்றாகச் சேர்ந்தே காணப்படுகின்றன; ஆனால் அயர்ன் தாதுக்களுடன் சேர்ந்திருப்பதில்லை.

பல்வேறு பாறைகளில் பரவலாகக் காணக்கிடந்தும் பிளாட்டினம் உலோகங்கள் மனி தசமுதாயத்தினால் மிக அண்மைக் காலத்தில்தான் அறியப்பட்டுள்ளன. பிளாட்டினம் நிலவியிருத்தல் பிறவற்றைக் காட்டிலும் முன்னதாகவே 1950-ல் நிரூபிக்கப் பட்டுள்ளது. பிறகு, 19 ஆம் நூற்றாண்டின் தொடக்கக் காலத்தில், பலாடியம், ரோடியம், ஆஸ்மியம் மற்றும் இரிடியம் ஆகியவை கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. பிளாட்டினம் உலோகங்களில் கடைசியாக 1844-ல் பேராசிரியர் கிளாஸ் (காசான் பல்கலைக்கழகம்) என்பவரால் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட உலோகம் ருத்தீனியம் ஆகும். பேராசிரியர் கிளாஸ் உருஷியாவைச் சிறப்பிப்பதற்காக இதற்கு இப் பெயரை (ருத்தீனியா—உருஷியா) வழங்கினர்.

பிளாட்டினம் உலோகங்கள் வேதியிய வலிமை குறைந்த தனிமங்களின் வகையைச் சேர்ந்தவையாகும்; பல்வேறு வேதியிய வினைச் செயல்களைத் தாங்கவல்ல நிலைத்த தன்மையுடன் உள்ளன. இவற்றுள் சில அமிலங்களில் கரையாமல் இருப்பதோடு மட்டும் அல்லாமல் இராஜத் திராவகத்திலும் கரைவதில்லை.

ருத்தீனியம், ரோடியம், ஆஸ்மியம் மற்றும் இரிடியம் வெப்பம் தாங்கவல்ல உலோகங்களுள் சிலவாகும். இவை காணப்படுவது மிக அரிதாகவும் இவற்றைப் பெறுவது அதிகச் செலவுடையதாகவும் இருந்த போதிலும், பிளாட்டினம் போன்ற இவ்வுலோகங்கள் மிகு அளவு பயன்களைப் பெற்றுள்ளன. இதன் காரணமாக இவற்றின் உற்பத்தி ஆண்டிற்கு ஆண்டு அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது.

பிளாட்டினம் உலோகங்களின் ஆண்டு உற்பத்தி (USSR சேர்க்கப்படாமல்) பின்வருமாறு:

பிளாட்டினம்... 6,200—18,600 கி.கி.
பலாடியம் ... 3,875—9,300 கி.கி.
ரோடியம் ... 370—1,180 கி.கி.
ருத்தீனியம் ... 250—800 கி.கி.
இரிடியம் ... 155—465 கி.கி.
ஆஸ்மியம் ... 46—155 கி.கி.

பிளாட்டினம் உலோகங்களின் மிக முக்கிய மாறிலிகள் அட்டவணை 31-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

அட்டவணை 31

பிளாட்டினம் உலோகங்களின் முக்கிய இயற்பியல் மாறிலிகள்

மாறிலி	Ru	Rh	Pd	Os	Ir	Pt
அடர்த்தி, கி./செ.மீ^{3}	12·06	12.4	11.97	22.5	22.42	21.45
உருகுநிலை,°C	2,430	1,960	1,552	2,700	2,443	1,769
கொதிநிலை,°C	4,200	3,670	3,110	4,610	4,180	3,710
அணு ஆரம்,Å	1.32	1.34	1.37	1.34	1.35	1.38

பிளாட்டினம் உலோகங்கள் அவற்றின் சேர்மங்களில் பல்வேறு இணைதிறன்களைக் காட்டக்கூடியதாக இருப்பினும், இவற்றின் மாதிரிச் சேர்மங்களில் இவற்றின் இணைதிறன் நான்காகவே உள்ளது.

250. பிளாட்டினம்: அணு எடை 195.09

பிளாட்டினம், இயற்கையில் கோல்டைப் போலவே, புதைந்த படிவுகளில் மணிகளாகப் பிற பிளாட்டினம் உலோகங்களுடன் கலந்து காணப்படுகிறது. வளமான பிளாட்டினம் படிவுகள் USSR-ல் யுரால்ஸில் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. தென் ஆப்பிரிக்கக் குடியரசு நாட்டில் பெருமளவு பிளாட்டினம் வெட்டியெடுக்கப்படுகிறது.

பிளாட்டினம், வெண்மை நிறமுடைய, பொலிவான, தகடாக மாறும் தன்மையுடைய உலோகம்; காற்றில் மிகத் தீவிரமாகச்

சூடு செய்தாலும் மாற்றம் அடைவதில்லை. அமிலங்கள் தனித் தனியாக உள்ளபோது இதனைப் பாதிப்பதில்லை. பிளாட்டினம் இராஜத் திராவகம் ஒன்றில் மட்டும்தான் கரையும்; ஆனால் கோல்டைப் போன்று அவ்வளவு எளிதில் கரைவதில்லை. பிளாட்டினம் அதன் தாதுக்களிலிருந்து இராஜத் திராவகத்தைப் பயன்படுத்திப்பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

வெப்பம் தாங்கவல்ல மற்றும் வேதியிய வினையின் செயலைத் தாங்கவல்லதாக இருப்பதால், பிளாட்டினம் அறிவியல் மற்றும் தொழில் நுணுக்கச் சோதனைச்சாலைகளில் பயன்படும் மூசைகள், ஆவியாக்கும் தட்டுகள் மற்றும் மின்முனைகளைச் செய்வதற்குப் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

பிளாட்டினம், பல வேதியிய வினைகளை விரைவு பெறச் செய்வதற்கு வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படுகிறது. நுண் துகளாக்கப்பட்ட பிளாட்டினம், மிகு அளவில் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனை ஊன்றிக்கொள்ளும் (ஒரு கன அளவு பிளாட்டினம் 100 கன அளவுகள் வரை) திறனைப் பெற்றுள்ளது. ஊன்றிய நிலையில் ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் மிகவும் வலுவான தன்மையைப் பெறுகின்றன; இதுவே ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜனை எடுத்துச் செல்வதற்குப் பிளாட்டினம் பயனாவதன் அடிப்படையாகும்.

பிளாட்டினம் அதன் சேர்மங்களில் அதிகமாக ஈரிணை மற்றும் நான்கிணை திறனுடன் காணப்படுகின்றது; இந்த இரு நிலைகளிலும் இது அணைவுச் சேர்மங்களை உண்டாக்கக்கூடியதாக உள்ளது. நான்கிணை திறன் பிளாட்டினச் சேர்மங்களே மிகவும் முக்கியமானவைகளாக உள்ளன.

பிளாட்டினத்தை இராஜத் திராவகத்தில் கரைத்தால், **குளோரோபிளாட்டினிக் அமிலம்** உண்டாகிறது; இது, கரைசலை ஆவியாக்கும்போது, $H_2[PtCl_6]\cdot 6H_2O$ இயைபுடைய சிவந்த பழுப்பு நிறப் படிகங்களாகத் தோன்றுகிறது. இவ் வமிலத்தின் பொட்டாசியம் உப்பு, பொட்டாசியத்தின் குறைந்த கரைதிறன் கொண்ட உப்புகளுள் ஒன்றாகும்; இது உண்டாவது, வேதியியப் பகுப்பாய்வில் பொட்டாசியத்தைக் கண்டறியப் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

குளோரினில் 360°C-ல் சூடு செய்தால், $H_2[PtCl_6]$ சிதைந்து HClஐ வெளிப்படுத்திப் **பிளாட்டினம் குளோரைடு (IV)** அல்லது பிளாட்டினிக் குளோரைடு $PtCl_4$ தருகிறது.

குளோரோ பிளாட்டினிக் அமிலக் கரைசலுடன் ஒரு காரத்தைச் சேர்த்தால், பழுப்பு நிற $Pt(OH_4)$ வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இப் பொருளைப் **பிளாட்டினம் ஹைட்ராக்ஸைடு (IV)** என்கிறோம். இது மிகையளவுக் காரங்களில் கரையும்போது உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. நான்கிணை திறன் பிளாட்டினத்தின் வேறொரு சேர்மம் **பிளாட்டினம் ஆக்ஸைடு** அல்லது **பிளாட்டினம் டை ஆக்ஸைடு** PtO_2 ஆகும்;

பிளாட்டினம் குளோரைடு (II) அல்லது **பிளாட்டினஸ் குளோரைடு** $PtCl_2$: இது, குளோரினை நுண் துகளாக்கப்பட்ட பிளாட்டினத்தின் மீது செலுத்தித் தயாரிக்கப்படுகிறது. இது பச்சை நிறமுடையது; நீரில் கரைவதில்லை.

ஈரிணை திறன் பிளாட்டினம் பல அணைவு உப்புகளை உண்டாக்குகிறது. இவற்றுள் சயனோபிளாட்டினிக் அமிலம் $H_2[Pt(CN)_4]$ மிகவும் முக்கியமானது. இவ்வமிலத்தின் பேரியம் உப்பு $Ba[Pt(CN)_4]$, புற ஊதா மற்றும் X-கதிர்களின் செயலினல் பிரகாசமாக ஒளி வீசுகிறது. இது, ஒளிரும் திரைகளின் மீது பூசுவதற்கு ரான்ட்ஜன் காட்டியில் (roentgenoscopy) பயன்படுகிறது.

251. பலாடியம்: அணு எடை 106·4; இரிடியம்: அணு எடை 192.2

பலாடியம் ஒரு சில்வர் போன்ற வெண்மைநிற உலோகம். அடர்த்தி 11·97கி./செ.மீ³. உருகுநிலை 1,552°C. பிளாட்டினம் உலோகங்களிலேயே இதுவே மிகவும் இலேசானதும், மென்மையானதும், தகடாகும் தன்மையை அதிகமாகக் கொண்டதும் ஆகும். இது ஹைட்ரஜனை அதிக அளவுகளில் உறிஞ்சிக் கொள்வதில் சிறப்புப் பெற்றுள்ளது (ஒரு கன அளவு உலோகம் 900 கன அளவுகள் வரை). ஹைட்ரஜனை உறிஞ்சும்போதும் பலாடியம் அதன் உலோகத் தோற்றத்தை தக்கவைத்துக் கொள்கிறது; ஆனல், இதன் கனஅளவு அதிகரித்து, நொறுங்கும் தன்மையுடையதாகி, எளிதில் பிளவுறுகிறது. பலாடியத்தால் உறிஞ்சப்பட்ட ஹைட்ரஜன் பெரும்பாலும் ஓரணுநிலையில் இருக்க வேண்டும்; எனவே மிகவும் வீரியமாக உள்ளது. ஹைட்ரஜனல் பூரிதம் பெற்ற ஒரு பலாடியம் தகடு குளோரின், புரோமின் மற்றும் அயடினை ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளாகவும், மூவிணை திறன் அயர்ன் உப்புகளை ஈரிணை திறன் உப்புகளாகவும், அரிக்கும் பதங்கத்தைக் கலோமலாகவும் மற்றும் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடாகவும் ஒடுக்குகிறது.

மிகவும் கவர்ச்சியான புறத் தோற்றத்தைப் பெற்றிருப்பதன் காரணமாக, பலாடியம் பல்வேறு வகை நகைகளைச் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது.

வேதியியத் தன்மையில், பலாடியம் மற்றப் பிளாட்டினம் உலோகங்களிலிருந்து வேறுபடுகிறது; இது மிகவும் வலிமை கொண்டது. இதனைச் செஞ்சூடான நிலைக்குச் சூடு செய்தால், ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி PdO என்ற ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது; இது நைட்ரிக் அமிலம், சூடான அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் மற்றும் இராஜத் திராவகம் ஆகியவற்றில் கரைகிறது.

பிளாட்டினத்தைப் போலவே, பலாடியமும் ஈரிணை மற்றும் நான்கிணை திறனைப் பெற்றுள்ளது; ஆனால் இதன் ஈரிணை திறன் சேர்மங்களே அதிக நிலைத்ததன்மை கொண்டவை. பெரும்பாலான பலாடியம் உப்புகள் நீரில் கரைகின்றன; கரைசலில் பெரிதும் நீராற்பகுப்பு அடைகின்றன. பலாடியம் குளோரைடை $PdCl_2$ கரைசலில் வெகு எளிதில் கார்பன் மோனாக்ஸைடு போன்ற வாயுநிலை ஒடுக்கிகள் ஒடுக்குகின்றன. வாயுக் கலவைகளில் CO கலந்திருப்பதை அறியச் செய்யும் சோதனையில் இது பயன்படுவது இவ் வினையின் அடிப்படையில்தான்.

இரிடியம் : இரிடியம் அதன் மிக உயர் உருகு நிலையில் (2,443°C) பிளாட்டினத்திலிருந்து வேறுபட்டுள்ளது; இது வேதியிய வினைச்செயலை அதிக அளவிற்கு எதிர்க்கும் சக்தியைப் பெற்றுள்ளது. இது, தனி அமிலங்களினாலோ அல்லது இராஜத் திராவகத்தினாலோ தாக்கப்படுவதில்லை. மேலும் இரிடியம் பிளாட்டினத்தைக் காட்டிலும் கடினமானது.

தூய இரிடியம் பல்வேறு வகை அறிவியற் கருவிகளைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது. 90% பிளாட்டினத்தையும் 10% இரிடியத்தையும் கொண்ட உலோகக் கலவை மேற்குறிப்பிட்டவற்றிற்காகவே பயன்படுகிறது. முக்கியமாக, உலக நாடுகள் சார்ந்த நியம மீட்டர் மற்றும் நியம கிலோகிராம் ஆகியவை இந்த உலோகக் கலவையால் செய்யப்பட்டவையே.

252. பிளாட்டினம் தொகுதியின் எட்டிணைதிறன் தனிமங்களின் சேர்மங்கள்

பிளாட்டினம் தொகுதி உலோகங்களில், ஆஸ்மியம் மற்றும் இரிடியம் மட்டும்தான் எட்டிணை திறனுடன் அவற்றின் சேர்மங்களில் காணப்படுகின்றன. இவற்றுள் மிக முக்கியமானவை : **ஆஸ்மியம் டெட்ராக்ஸைடு, ருத்தீனியம் டெட்ராக்ஸைடு** மற்றும் **ஆஸ்மியம் ஆக்டோ புளூரைடு.**

ஆஸ்மியம் டெட்ராக்ஸைடு OsO_4: இது இத் தனிமத்தின் மிகவும் நிலையான ஆக்ஸைடு ஆஸ்மியத்தைக் காற்றுப் படும்படி வைத்திருந்தாலே இது மெதுவாக உண்டாகிறது. இது வெளிறிய மஞ்சள் நிறமுடைய உருகும் தன்மை வாய்ந்த படிக வடித்தான (உருகு நிலை 40°C) பொருள். இதன் ஆவி கார நெடியுடையது; மிகவும் நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது.

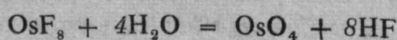
ஆஸ்மியம் டெட்ராக்ஸைடு நீரில் நன்கு கரைகிறது; இதன் கரைசல் லிட்மஸ் தாளுடன் அமிலப் பண்பைக் காட்டுவது இல்லை. இருப்பினும், முதன் முதலாக L. சவ்கயேவ் என்பவரால் நிரூபிக்கப்பட்டதுபோல், ஆஸ்மியம் டெட்ரா ஆக்ஸைடு வலுவுடைய காரங்களுடன் வினைபுரிந்து நிலையற்ற அணைவுச் சேர்மங்களை உண்டாக்கக் கூடியதாக உள்ளது.

ஓங்கிய ஏற்றப் பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதால், ஆஸ்மியம் டெட்ராக்ஸைடு கரிமப் பொருள்களுடன் மிகத் தீவிரமாக வினை புரிந்து, கறுப்புநிற ஆஸ்மியம் டை ஆக்ஸைடாக, OsO_2 ஒடுக்கம் அடைகிறது. இது, நுண் நோக்கித் தயாரிப்புகளில் கறையை (staining) உண்டாக்குவதற்கு OsO_4 பயன்படுவதற்கான அடிப்படை வினையாக அமைகிறது.

ருத்தீனியம் பெராக்ஸைடு RuO_4: இது இயற்பியல் பண்புகளில் ஆஸ்மியம் டெட்ராக்ஸைடை ஒத்துள்ளது. இது பொன் மஞ்சள் நிறமுடைய ஒரு படிகவடித்தான திண்மம். உருகுநிலை 25·5°C; நீரில் கரையும். இது ஆஸ்மியம் டெட்ராக்ஸைடு விட மிகவும் குறைந்த நிலைத் தன்மை கொண்டது; தீவிரமாக 108°C-ல், கொதிநிலைக்குக் குறைந்த வெப்பநிலையில், RuO_2 ஆக்ஸைடாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைகிறது.

ஆஸ்மியம் ஆக்டோஃபுளூரைடு OsF_8: இது, ஆஸ்மியம் மற்றும் ஃபுளூரினை நேரிடையாக 250°C கூடும்படி செய்து ஒரு நிறமற்ற ஆவியாகத் தயாரிக்கப்படுகிறது; குளிரச் செய்தால் சுருங்கி எலுமிச்சை மஞ்சள் நிறப் படிகங்களாக மாறுகிறது. உருகுநிலை 34·4°C.

ஆஸ்மியம் ஆக்டாஃபுளூரைடு ஓங்கிய ஏற்றப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. இது நீரினால், ஆஸ்மியம் டெட்ராக்ஸைடாகவும் ஹைட்ரஜனாகவும் மெதுவாகச் சிதைகிறது:



$$OsF_8 + 4H_2O = OsO_4 + 8HF$$

பெயர்க்குறிப்பு அகராதி

(Name Index)

பொருட்குறிப்பு அகராதி

(Subject Index)

—